

Passend zu allen Schulbüchern!



Komplett Trainer

Chemie 7. bis 10. Klasse

Gymnasium

Der **komplette** Lernstoff

- Wissen, üben und nachschlagen in einem Buch
- Aufgaben mit ausführlichen Lösungen bringen Sicherheit

Marcel Beyl

Klett

Komplett Trainer

Chemie 7.–10. Klasse

Gymnasium

Der **komplette** Lernstoff

Klett Lerntraining

Marcel Beyl ist Lehrer für Chemie und Mathematik und in der Aus- und Weiterbildung tätig.

Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek
Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet über <http://dnb.dnb.de> abrufbar.

Das Werk und seine Teile sind urheberrechtlich geschützt. Jede Nutzung in anderen als den gesetzlich zugelassenen Fällen bedarf der vorherigen schriftlichen Einwilligung des Verlages. Hinweis zu § 52a UrhG: Weder das Werk noch seine Teile dürfen ohne eine solche Einwilligung eingescannt und in ein Netzwerk eingestellt werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen. Fotomechanische Wiedergabe nur mit Genehmigung des Verlages.

1. Auflage 2020

© PONS GmbH, Stöckachstraße 11, 70190 Stuttgart 2020. Alle Rechte vorbehalten.
www.klett-lernttraining.de, kundenservice@klett-lernttraining.de

Redaktion: Angela Simeon
Titelfoto: Shutterstock (WAYHOME studio), New York
Technische Zeichnungen: Andrea Eckhardt, Göppingen
Illustrationen: Dr. Martin Lay, Breisach a. Rh.
Satz: DTP-Studio Andrea Eckhardt, Göppingen
ISBN 978-3-12-050428-3

Periodensystem	6
1 Formeln, Größen und chemisches Rechnen	
1.1 Unit (u) und Mol (mol)	8
1.2 Molare Masse und die Formel $n = \frac{m}{M}$	12
1.3 Molares Volumen und die Formel $V_m = \frac{V}{n}$	17
1.4 Stoffmengenkonzentration und die Formel $c = \frac{n}{V}$	20
1.5 Titration und Neutralisation	24
1.6 Hilfestellungen für das Rechnen mit Formeln	28
1.7 Umgang mit Einheiten	30
2 Verhältnisformeln und Reaktionsgleichungen	
2.1 Massengesetze, Massenberechnung und Teilchenzahl	32
2.2 Verhältnisformeln	37
2.3 Ausgleichen von Reaktionsgleichungen	39
2.4 Chemisches Rechnen bei Reaktionsgleichungen	41
3 Ordnung der Stoffe und Reaktionstypen	
3.1 Teilchenmodell und Aggregatzustand	46
3.2 Stoffe, Stoffgemische, Trennverfahren	49
3.3 Stoffeigenschaften	54
3.4 Dichte	56
3.5 Metalle	58
3.6 Unterscheidung: Molekülverbindungen – Ionenverbindungen	60
3.7 Atome – Moleküle – Ionen	62
3.8 Reaktionstypen in der Anorganik – Redoxreaktion vs. Säure-Base-Reaktion	64
3.9 Chemische Reaktionen und Energie	66
4 Das Periodensystem, Atombau und Ionenbildung	
4.1 Informationen aus dem Periodensystem	68
4.2 Schalenmodell und Lewis-Formel	71
4.3 Edelgaskonfiguration – angestrebter Zustand der Teilchen	74
4.4 Elektronenübertragung – Bildung von Ionen – Salzsynthese	77
4.5 Elektronenübertragung – Redoxreaktion	80
4.6 Metallatome reagieren mit Metallkationen	81
4.7 Elektrolyse – die erzwungene Redoxreaktion	85
4.8 Benennung von Reaktionsprodukten	88
4.9 Gemeinsamkeiten und Unterschiede mit dem PSE erkennen	90

5	Molekulare Stoffe und Kräfte in/zwischen Molekülen	
5.1	Bindung im Molekül	94
5.2	Strukturformeln von Molekülen finden	97
5.3	Formalladungen	101
5.4	Räumlicher Bau von Molekülen	103
5.5	Polare und unpolare Atombindung	106
5.6	Dipole	109
5.7	Zwischenmolekulare Anziehungskräfte	111
5.8	Auswirkungen von zwischenmolekularen Anziehungskräften	115
6	Redoxreaktionen	
6.1	Oxidation und Reduktion	120
6.2	Redoxreaktionen und Elektronenübertragung (Teil 1)	123
6.3	Redoxreaktionen und Elektronenübertragung (Teil 2)	126
6.4	Gemischte Redoxreaktionen	129
6.5	Oxidationszahlen	131
6.6	Redoxreaktionen und Elektronenübertragung (Teil 3)	134
6.7	Aufstellen von Redoxreaktionen mithilfe von Oxidationszahlen	135
7	Säure-Base-Reaktion	
7.1	Saure und alkalische Lösungen	140
7.2	Die Säure-Base-Reaktion	142
7.3	Gemeinsamkeiten saurer bzw. alkalischer Lösungen	144
7.4	Unterscheidung zwischen „Säuren“ und „sauren Lösungen“	146
7.5	Saure Lösungen und Metalle/Metalloxide	148
7.6	Ammoniak	150
7.7	Neutralisation	153
7.8	Wichtige Säuren und Basen	154
7.9	Salze wichtiger Säuren	157
8	Kohlenwasserstoffe und Nomenklatur	
8.1	Homologe Reihe und Eigenschaften der Alkane	160
8.2	Nomenklatur der Alkane	164
8.3	Homologe Reihe und Eigenschaften der Alkene	167
8.4	Nomenklatur der Alkene	170
8.5	Alkine und weitere Kohlenwasserstoffe	172

9 Weitere Stoffklassen in der Organischen Chemie

9.1	Alkohole	174
9.2	Aldehyde	181
9.3	Ketone	186
9.4	Carbonsäuren	190
9.5	Ester	195
9.6	Fette	199
9.7	Wichtige funktionelle Gruppen	202

10 Typische Reaktionen in der Organik

10.1	Die Substitutionsreaktion	206
10.2	Die Additionsreaktion	210
10.3	Die Oxidation	212
10.4	Verbrennung von organischen Stoffen	216
10.5	Übersicht: Reaktionstypen in der organischen Chemie	218

Anhang

A.1	Wichtige Nachweise	220
A.2	Wichtige Begriffe in der Chemie	221

Lösungen

Stichwortverzeichnis	316
-----------------------------	-----

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

mit dem KomplettTrainer Chemie kannst du den kompletten Lernstoff der Klassen 7–10 wiederholen und üben.

Alle Kapitel sind gleich aufgebaut.

Sieh dir zuerst an, was im Wissenskasten steht.

Wir haben für dich wichtige Regeln, Formeln und Merksätze mit Beispielen zusammengestellt. Wenn du in dem Thema schon fit bist, genügt dir sicher ein kurzer Blick. Bist du unsicher, lies die Erklärungen genau durch.

Mit vielen Übungsaufgaben kannst du jetzt üben, üben, üben. Schwierige Aufgaben sind mit einem Sternchen★ versehen. Mit den ausführlichen Lösungen am Ende des Buches überprüfst du deine Ergebnisse.

Protonenzahl (Ordnungszahl) \rightarrow 5

Atommasse in u ($u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$) \rightarrow 10,81

Elektronen negativität \rightarrow 2,0

Elementname \rightarrow Bor

Elementsymbol \rightarrow B

H¹⁾: Gas

Br¹⁾: Flüssigkeit

Mg¹⁾: Feststoff

Nichtmetall
 Halbmetall
 Metall

* Alle Isotope dieses Elements sind radioaktiv.

[] Die umklammerten Werte für die Atommasse geben die Massenzahl des Isotops mit der größten Halbwertszeit an.

1) Aggregatzustand bei 25°C (298,15K) und 1013,25 hPA

Periode	Hauptgruppe		Nebengruppe											
	I	II	III	IV	V	VI	VII							
1	1 2,1 Wasserstoff	1,0 H												
2	3 1,0 Lithium	6,9 Li	4 1,5 Beryllium	9,0 Be										
3	11 0,9 Natrium	23,0 Na	12 1,2 Magnesium	24,3 Mg										
4	19 0,8 Kalium	39,1 K	20 1,0 Calcium	40,1 Ca	21 1,3 Scandium	45,0 Sc	22 1,5 Titan	47,9 Ti	23 1,6 Vanadium	50,9 V	24 1,6 Chrom	52,0 Cr	25 1,5 Mangan	54,9 Mn
5	37 0,8 Rubidium	85,5 Rb	38 1,0 Strontium	87,6 Sr	39 1,3 Yttrium	88,9 Y	40 1,4 Zirkonium	91,2 Zr	41 1,6 Niob	92,9 Nb	42 1,8 Molybdän	95,9 Mo	43 1,9 Technetium	[98] Tc*
6	55 0,7 Cäsium	132,9 Cs	56 0,9 Barium	137,3 Ba	57-71 Lanthanoide	57-71 Lanthanoide	72 1,3 Hafnium	178,5 Hf	73 1,5 Tantal	180,9 Ta	74 1,6 Wolfram	183,8 W	75 1,9 Rhenium	186,2 Re
7	87 0,7 Francium	[223] Fr*	88 0,9 Radium	[226] Ra*	57-71 Actiniden	57-71 Actiniden	[260] Rf	[260] Rf	[260] Db	[260] Db	[266] Sg	[266] Sg	[262] Bh	[262] Bh

Lanthaniden

57 1,1	138,9 La	58 1,1	140,1 Ce	59 1,1	144,2 Pr	60 1,2	144,2 Nd
-----------	--------------------	-----------	--------------------	-----------	--------------------	-----------	--------------------

Actiniden

89 1,1	[227] Ac	90 1,3	[232] Th	91 1,5	[231] Pa	92 1,7	238,0 U
-----------	--------------------	-----------	--------------------	-----------	--------------------	-----------	-------------------

Periodensystem

										Hauptgruppe											
										III	IV	V	VI	VII	VIII						
																2	4,0 He Helium				
										5	10,8 B	6	12,0 C	7	14,0 N	8	16,0 O	9	19,0 F	10	20,2 Ne Neon
										2,0 Bor		2,5 Kohlenstoff	3,0 Stickstoff	3,5 Sauerstoff	4,0 Fluor						
Nebengruppe										III	IV	V	VI	VII	VIII						
										VIII	I	II									
13	27,0 Al	14	28,1 Si	15	31,0 P	16	32,1 S	17	35,5 Cl	18	39,9 Ar Argon										
1,5 Aluminium		1,8 Silicium		2,1 Phosphor		2,5 Schwefel		3,0 Chlor													
26	55,8 Fe	27	58,9 Co	28	58,7 Ni	29	63,5 Cu	30	65,4 Zn	31	69,7 Ga	32	72,6 Ge	33	74,9 As	34	79,0 Se	35	79,9 Br	36	83,8 Kr Krypton
1,8 Eisen		1,8 Cobalt		1,8 Nickel		1,9 Kupfer		1,6 Zinn		1,6 Gallium		1,8 Germanium		2,0 Arsen		2,4 Selen		2,8 Brom			
44	101,1 Ru	45	102,9 Rh	46	106,4 Pd	47	107,9 Ag	48	112,4 Cd	49	114,8 In	50	118,7 Sn	51	121,8 Sb	52	127,6 Te	53	126,9 I	54	131,3 Xe Xenon
2,2 Ruthenium		2,2 Rhodium		2,2 Palladium		1,9 Silber		1,7 Cadmium		1,7 Indium		1,8 Zinn		1,9 Antimon		2,1 Tellur		2,5 Iod			
76	190,2 Os	77	192,2 Ir	78	195,1 Pt	79	197,0 Au	80	200,6 Hg	81	204,4 Tl	82	207,2 Pb	83	209,0 Bi	84	[209] Po*	85	[210] At*	86	[222] Rn* Radon
2,2 Osmium		2,2 Iridium		2,2 Platin		2,4 Gold		1,9 Quecksilber		1,8 Thallium		1,8 Blei		1,9 Wismut		2,0 Polonium		2,2 Astat			
[265] Hs		[268] Mt		[273] Ds		[272] Rg															

61	[145] Pm	62	150,4 Sm	63	152,0 Eu	64	157,2 Gd	65	158,9 Tb	66	162,5 Dy	67	164,9 Ho	68	167,3 Er	69	168,9 Tm	70	173,0 Yb	71	175,0 Lu
1,2		1,2		1,1		1,2		1,2		1,2		1,2		1,2		1,2		1,1		1,2	
93	[237] Np	94	[244] Pu	95	[243] Am	96	[247] Cm	97	[247] Bk	98	[251] Cf	99	[254] Es	100	[253] Fm	101	[258] Md	102	[256] No	103	[256] Lr
1,3		1,3		1,3																	

1 Formeln, Größen und chemisches Rechnen

1.1 Unit (u) und Mol (mol)

WISSEN

Die Bedeutung von „u“

Die Masse eines einzelnen Kohlenstoffatoms beträgt
 $0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 019\ 92\ \text{kg} = 1,992 \cdot 10^{-26}\ \text{kg}$
 $= 12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}.$

Die Masse eines einzelnen Wasserstoffatoms beträgt $1,66 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}.$

Mehr hierzu
findest du in
Kapitel 4.1

Um diese sehr kleinen Zahlen „handlicher“ zu machen, wird die Einheit **Unit (u)** eingeführt.

1 u entspricht dabei $1,66 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}.$

Durch die geschickte Wahl des Umrechnungsfaktors erhalten wir folgende Arbeitserleichterung:

Masse eines Kohlenstoffatoms: 12 u

Masse eines Wasserstoffatoms: 1 u

Die Bedeutung von „mol“

Die Masse eines Kohlenstoffatoms beträgt $12\ \text{u} = 1,992 \cdot 10^{-26}\ \text{kg}$
 $= 1,992 \cdot 10^{-23}\ \text{g}.$

Wir multiplizieren diese Massengleichung auf beiden Seiten mit $6 \cdot 10^{23}$ und erhalten:

$$1,992 \cdot 10^{-23} \cdot 6 \cdot 10^{23}\ \text{g} = 12\ \text{u} \cdot 6 \cdot 10^{23}$$

$$12\ \text{g} = 12\ \text{u} \cdot 6 \cdot 10^{23}$$

Das bedeutet: Etwa $6 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoffatome wiegen 12 g.

Auch diese sehr große Zahl wird „handlicher“ gemacht, deshalb wird der Begriff der Stoffmenge eingeführt.

Die *Stoffmenge* n gibt die Teilchenzahl einer Stoffportion an, die Einheit dafür ist das **Mol (mol)**.

Eine Stoffmenge von 1 mol entspricht $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

WISSEN

Das heißt: 3 mol eines beliebigen Stoffs entsprechen $3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

- 1 Kohlenstoffatom wiegt 12 u, $6 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoffatome bzw. 1 mol Kohlenstoff wiegen 12 g.
- 2 Kohlenstoffatome wiegen 24 u, 2 mol Kohlenstoff wiegen 24 g.

Das, was ein Atom in Unit (u) wiegt, wiegen $6 \cdot 10^{23}$ Atome in Gramm (g).

Element	Masse eines Atoms	Masse von $6 \cdot 10^{23}$ Atomen (1 mol)	Masse von $5 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Atomen	Masse von 5 mol
Kohlenstoff	12 u	12 g	60 g	60 g
Natrium	23 u	23 g	115 g	115 g
Beryllium	9 u	9 g	45 g	45 g

Besonderheit bei sieben Elementen

Es gibt sieben Elemente, die nie als einzelnes Atom vorliegen. Es handelt sich um die Elemente *Wasserstoff*, *Stickstoff*, *Sauerstoff*, *Fluor*, *Chlor*, *Brom* und *Iod*.

Liegt beispielsweise der Stoff „Wasserstoff“ vor, sind dort immer zwei Wasserstoffatome zu einem Molekül verbunden. Bei Stickstoff, Sauerstoff, Fluor, Chlor, Brom und Iod ist das auch so. Geschrieben wird das: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

Ist von 1 mol Sauerstoff die Rede, sind damit $6 \cdot 10^{23}$ Sauerstoff-Moleküle gemeint. Ein einzelnes Sauerstoffatom wiegt 16 u, ein Sauerstoff-Molekül wiegt 32 u, 1 mol Sauerstoff wiegt also 32 g.

Element	Masse eines Atoms	Masse von 1 mol	Masse von 5 mol
Fluor	19 u	38 g	190 g
Wasserstoff	1 u	2 g	10 g
Stickstoff	14 u	28 g	140 g

1

1 Schwefelatom wiegt 32 u.

Gib die Masse an von ...

- | | |
|---|--------------------------------------|
| a) 4 Schwefelatomen | b) 1 mol Schwefel |
| c) 4 mol Schwefel | d) $6 \cdot 10^{23}$ Schwefelatomen |
| e) $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Schwefelatomen | f) $18 \cdot 10^{23}$ Schwefelatomen |

2

2 mol Phosphor wiegen 62 g.

Gib die Masse an von...

- | | |
|---|--------------------------------------|
| a) 1 Phosphoratom | b) 1 mol Phosphor |
| c) 4 mol Phosphor | d) $6 \cdot 10^{23}$ Phosphoratomen |
| e) $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Phosphoratomen | f) $18 \cdot 10^{23}$ Phosphoratomen |

3

7 mol Helium wiegen 28 g.

Gib die Masse an von ...

- | | |
|---|------------------------------------|
| a) 1 Heliumatom | b) 1 mol Helium |
| c) 5 mol Helium | d) $6 \cdot 10^{23}$ Heliumatomen |
| e) $4 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Heliumatomen | f) $12 \cdot 10^{23}$ Heliumatomen |

4

Vervollständige die Tabelle.

Element	Masse eines Atoms	Masse von $6 \cdot 10^{23}$ Atomen (1 mol)	Masse von $3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Atomen	Masse von 8 mol
Scandium		45 g		
Holmium				1320 g
Gold	197 u			
Selen			237 g	

5

Vervollständige die Tabelle.

Element	Masse eines Atoms	Masse von 1 mol	Masse von 8 mol
Chlor		71 g	
Brom			1278,4 g
Iod	126,9 u		

1.2 Molare Masse und die Formel $n = \frac{m}{M}$

WISSEN

Die molare Masse

1 mol Helium wiegen 4 g. Sprechweise: Helium hat die molare Masse

$$M = 4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}.$$

Der Bruchstrich bedeutet „pro“. Helium hat also die molare Masse „4 Gramm pro Mol“. Jedes Mol Helium wiegt 4 g.

Folglich wiegen 2 mol Helium 8 g. 7 mol Helium wiegen 28 g und so weiter.

Die molare Masse M gibt die Masse einer Stoffportion pro Stoffmenge an, die Einheit lautet $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Die molare Masse einer Verbindung berechnet sich durch die Summe der molaren Massen der beteiligten Elemente.

Beispiel Kohlenstoff:

Molare Masse von Kohlenstoffdisulfid: Die Summenformel von Wasser ist CS_2 .

Molare Masse von Kohlenstoff: $M(\text{C}) = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$,

molare Masse von Sauerstoff: $M(\text{O}) = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Somit hat Kohlenstoffdisulfid eine molare Masse von

$$\begin{aligned} M(\text{CS}_2) &= M(\text{C}) + M(\text{S}) + M(\text{S}) = M(\text{C}) + 2 \cdot M(\text{S}) = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 32,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ &= 76,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}. \end{aligned}$$

Die Formel $n = \frac{m}{M}$

Wir kennen die Größen „Masse“, „Stoffmenge“ und „molare Masse“. Wenn wir zwei dieser Größen kennen, können wir daraus die dritte berechnen.

$$\text{Es gilt: } n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow m = n \cdot M \Leftrightarrow M = \frac{m}{n}$$

Beispiele:

- 3 mol Natrium wiegen 69 g. Gesucht: molare Masse von Natrium

Lösung: $M = \frac{69 \text{ g}}{3 \text{ mol}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

- 54 g Aluminium liegen vor. $M(\text{Al}) = 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Gesucht: Stoffmenge

Lösung: $n = \frac{54 \text{ g}}{27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2 \text{ mol}$

Beispiel:

Element	m (Masse)	M (Molare Masse)	n (Stoffmenge)
Kohlenstoff	$m = n \cdot M$ $= 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 5 \text{ mol}$ $= 60 \text{ g}$	$12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	5 mol
Aluminium	243 g	$M = \frac{m}{n}$ $= \frac{243 \text{ g}}{9 \text{ mol}} = 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	9 mol
Beryllium	90 g	$9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$n = \frac{m}{M}$ $= \frac{90 \text{ g}}{9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 10 \text{ mol}$

Achtung: Ist nach der molaren Masse von Wasserstoff gefragt, ist stets das Wasserstoff-Molekül gemeint. Die molare Masse von Wasserstoff beträgt also: $M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Beispiele für Elemente, die als Molekül vorkommen:

Element	m	M	n
Sauerstoff	$m = n \cdot M$ $= 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 4 \text{ mol}$ $= 128 \text{ g}$	$32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	4 mol
Chlor	142 g	$M = \frac{m}{n}$ $= \frac{142 \text{ g}}{2 \text{ mol}} = 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	2 mol
Stickstoff	196 g	$28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$n = \frac{m}{M}$ $= \frac{196 \text{ g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7 \text{ mol}$

Dies gilt für diese sieben Elemente: Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Fluor, Chlor, Brom und Iod.

6

Gegeben sind folgende Atommassen:

$m(\text{Natriumatom}) = 23 \text{ u}$, $m(\text{Stickstoffatom}) = 14 \text{ u}$,

$m(\text{Phosphoratom}) = 31 \text{ u}$, $m(\text{Iodatome}) = 126,9 \text{ u}$,

$m(\text{Schwefelatom}) = 32,1 \text{ u}$, $m(\text{Bromatom}) = 79,9 \text{ u}$.

Gib die molare Masse an von ...

- | | |
|--------------|----------------|
| a) Natrium. | b) Stickstoff. |
| c) Phosphor. | d) Iod. |
| e) Schwefel. | f) Brom. |

7

Gegeben sind folgende molare Massen:

$M(\text{Si}) = 28,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $M(\text{S}) = 32,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $M(\text{C}) = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Berechne die molare Masse von ...

- Siliciumcarbid (SiC).
- Siliciumdisulfid (SiS_2).

8

Gegeben sind die Massen folgender Atome:

$m(\text{Kohlenstoffatom}) = 12 \text{ u}$,

$m(\text{Sauerstoffatom}) = 16 \text{ u}$,

$m(\text{Wasserstoffatom}) = 1 \text{ u}$.

Berechne die molare Masse von

- Methan (CH_4).
- Ethan (C_2H_6).
- Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

9

a) Vervollständige die Tabelle. Verwende zur Hilfe das PSE auf S. 6/7.

Verbindung	M (Molare Masse)
Chlorwasserstoff (HCl)	
Schwefeldioxid (SO ₂)	
Schwefeltrioxid (SO ₃)	
Wasser (H ₂ O)	
Wasserstoffperoxid (H ₂ O ₂)	

*Mehr zu r
molaren Masse
von Atomen
findest du in
Kapitel 4.1*

- b) 1 mol einer unbekanntten Verbindung hat eine Masse von 36,5 g. Finde mit der Tabelle aus Teilaufgabe a) heraus, um welche Verbindung es sich handelt.
- c) 3 mol einer unbekanntten Verbindung haben eine Masse von 102 g. Finde mit der Tabelle aus Teilaufgabe a) heraus, um welche Verbindung es sich handelt.
- d) Welche Masse haben 2 mol Schwefeldioxid?
- e) In einem Ballon befinden sich 220 g Kohlenstoffdioxid (CO₂). Berechne die dazugehörige Stoffmenge.

10

Die molare Masse von Schwefel beträgt $32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Berechne mithilfe der Formel.

- a) die Masse von 4 mol Schwefel.
- b) die Stoffmenge von 50 g Schwefel.
- c) die Anzahl der Teilchen in 75 g Schwefel.

11

Ein Eisennagel wiegt 20 g. Die molare Masse von Eisen beträgt $55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Wie viele Eisenatome sind in dem Eisennagel enthalten?

12

13 mol Aluminium wiegen 351 g.
Berechne die molare Masse von Aluminium.

13

Vervollständige die Tabelle.

Element	m (Masse)	M (Molare Masse)	n (Stoffmenge)
Chrom		$52 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	12,5 mol
Bor	97,2g		9 mol
Bismut	40 g	$209 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	

14

Vervollständige die Tabelle.

Element	m	M	n
Fluor		$38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	3 mol
Brom	1598g		10 mol
Iod	1522,8g	$253,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	

1.3 Molares Volumen und die Formel $V_m = \frac{V}{n}$

WISSEN

Die Bedeutung des molaren Volumens V_m

Jedes Gas benötigt bei gleicher Temperatur pro Volumen (näherungsweise) gleich viel Platz. Das heißt: 1 mol Sauerstoffgas benötigt bei 25 °C gleich viel Platz wie 1 mol Wasserstoffgas, obwohl Sauerstoff-Moleküle viel größer sind als Wasserstoff-Moleküle.

Da bei Gasen zwischen den einzelnen Teilchen sehr große Lücken sind, fällt die Größe der einzelnen Teilchen kaum ins Gewicht, sodass sich diese Regel ergibt.

Formuliert wurde diese Regel von Avogadro.

Das molare Volumen gibt an, wie viel Platz pro Stoffmenge benötigt wird.

Bei einem Druck von 1013 hPa gilt:

Bei 0 °C benötigt 1 mol Gas etwa 22,4 L.

Bei 25 °C benötigt 1 mol Gas etwa 24 L.

Es gilt bei Standardbedingungen (25 °C, 1013 hPa): $V_m = 24 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$.

Es gilt bei Normbedingungen (0 °C, 1013 hPa): $V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$.

Je größer die Temperatur, desto mehr Platz wird vom Gas benötigt, da sich die einzelnen Teilchen schneller bewegen.

Die Formel $V_m = \frac{V}{n}$

2 mol Bromgas benötigen bei Standardbedingungen doppelt so viel Platz wie 1 mol Bromgas. Es werden also $2 \text{ mol} \cdot 24 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 48 \text{ L}$ benötigt.

Dies lässt sich mit einer Formel ausdrücken:

$$V_m = \frac{V}{n} \Leftrightarrow V = V_m \cdot n \Leftrightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

Achtung: Die Formel lässt sich nur bei Gasen anwenden.

WISSEN

Beispiele:

Welches Volumen wird von 3 mol Sauerstoffgas bei Standardbedingungen eingenommen?

$$V = V_m \cdot n = 24 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot 3 \text{ mol} = 72 \text{ L}$$

Wie groß ist die Anzahl der Teilchen, die in 90 L Gas bei 25 °C vorkommen?

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{90 \text{ L}}{24 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 3,75 \text{ mol} = 3,75 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$$

Gas	V_m bei 25 °C	n	V
Chlor	$24 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$	5 mol	$24 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot 5 \text{ mol} = 120 \text{ L}$
Fluor	$24 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$	$\frac{180 \text{ L}}{24 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 7,5 \text{ mol}$	180 L
Helium	$\frac{12 \text{ L}}{0,5 \text{ mol}} = 24 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$	0,5 mol	12 L

15

Welches Volumen nehmen 4 mol Sauerstoffgas bei Standardbedingungen ein? Berechne.

16

Ein 40 L-Gefäß ist bei Standardbedingungen mit Neongas befüllt. Wie viele Neonatome sind vorhanden?

17

Vervollständige die Tabelle.

Element	V_m	n	V
Brom	$24 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$	7 mol	
Iod	$26 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$		130 L
Argon		0,75 mol	12 L

18

Ein Gefäß mit einem Volumen von 10 m^3 bei einem Druck von 1013 hPa ist ausschließlich mit Gas befüllt.

Berechne, wie viele Gasteilchen in diesem Gefäß sind. Verwende Standardbedingungen.

Hinweis: 1000 Liter \triangleq 1 m^3 , 1 Liter \triangleq 1 dm^3 , 0,001 Liter \triangleq 1 cm^3

19

- Erkläre: Warum ist bei 25°C das molare Volumen größer als bei 20°C ?
- Ist das molare Volumen bei 30°C oder bei 40°C höher? Begründe.
- Benötigt ein Gas bei 100°C oder bei 20°C mehr Platz? Begründe.

1.4 Stoffmengenkonzentration und die Formel $c = \frac{n}{V}$

WISSEN

Die Bedeutung der Konzentration c

Die Konzentration oder ausführlicher „Stoffmengenkonzentration“ gibt an, wie viele Teilchen eines Stoffes in einer (meist wässrigen) Lösung vorliegen.

Es handelt sich also um eine Größe, bei der sich die Anzahl an Teilchen auf ein Volumen (das Volumen der Flüssigkeit) bezieht. Die Einheit der Stoffmengenkonzentration lautet daher: $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$. Der Formelbuchstabe lautet c für engl. *concentration*.

Die Formel $c = \frac{n}{V}$

$$\text{Es gilt: } n = c \cdot V \Leftrightarrow V = \frac{n}{c}$$

Beispiel:

Wird Chlorwasserstoff in Wasser gelöst, so entsteht Salzsäure, siehe Kapitel 7.8.

4 mol Chlorwasserstoff werden in 10 L Wasser gegeben. Die Konzentration der entstehenden Salzsäurelösung berechnet sich nach:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{4 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Schreibweise

Die *Konzentration* und die *Stoffmenge* beziehen sich auf den ungelösten Ausgangsstoff (hier Chlorwasserstoff). Das *Volumen* bezieht sich auf die *entstandene Lösung*.

Es gilt also für obiges Beispiel:

$$n(\text{HCl}) = 4 \text{ mol}, c(\text{HCl}) = 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}, V(\text{„Salzsäure“}) = 10 \text{ L}$$

Weitere Beispiele:

c (Konzentration)	n (Stoffmenge)	V (Volumen)
$2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,15 \text{ L} = 0,3 \text{ mol}$	0,15 L
$\frac{1,5 \text{ mol}}{4,5 \text{ L}} = 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	1,5 mol	4,5 L
$0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	0,025 mol	$\frac{0,025 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,25 \text{ L}$

- Der Lehrer löst 5 mol NaOH in 1 L Wasser. Dann liegt eine Konzentration von $5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ vor.

Denn es gilt:

$$n(\text{NaOH}) = 5 \text{ mol}, V(\text{Natronlauge}) = 1 \text{ L} \Rightarrow c(\text{NaOH}) = 5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}.$$

- Es werden 2 mol NaOH in 0,5 Liter Wasser gelöst. Dann liegt eine Konzentration von $4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ vor.

Denn es gilt:

$$n(\text{NaOH}) = 2 \text{ mol}, V(\text{Natronlauge}) = 0,5 \text{ L} \Rightarrow c(\text{NaOH}) = \frac{2 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Beispiel in Kombination mit Massen:

10 g NaOH werden in 1 L Wasser gelöst.

- Berechnen der Stoffmenge (siehe Kapitel 1.2):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{10 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,25 \text{ mol}$$

- Berechnen der Konzentration: $c = \frac{n}{V} = \frac{0,25 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

20

In 4 L Wasser werden 3 mol eines löslichen Stoffs gegeben. Berechne die Stoffmengenkonzentration der Lösung.

21

Die Stoffmengenkonzentration einer Lösung beträgt $1,75 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

- Wie viele Teilchen befinden sich in 3 L der Lösung?
- Welches Volumen der Lösung wird benötigt, um darin 2 mol des gelösten Stoffs zu erhalten?

22

Vervollständige die Tabelle.

c (Konzentration)	n (Stoffmenge)	V (Volumen)
$2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$		0,15 L
	1,5 mol	4,5 L
$0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	0,025 mol	

23

Eine bereits hergestellte Natronlauge hat eine Konzentration von $c(\text{NaOH}) = 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

- Welche Stoffmenge an NaOH liegt in einem Liter Lösung vor?
- Welche Stoffmenge an NaOH liegt in 5 L Lösung vor?
- Mit welchem Volumen an Wasser müssen 10 mol NaOH gelöst werden, damit sich diese Konzentration ergibt?
- Welche Masse an NaOH muss in 7 L Wasser gelöst werden, um diese Konzentration zu erhalten?

Hinweis: Mehr zur Ermittlung der molaren Masse findest du in Kapitel 1.2 und 4.1.

24

Eine Salzsäurelösung hat eine Konzentration von $c(\text{HCl}) = 6 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

- Berechne die Masse an HCl, die dafür in einen Behälter mit 5 L Wasser eingeleitet wurde.
- Welche Stoffmenge an HCl liegt in 10 L Lösung vor?

25

30 mL Natronlauge mit der Konzentration $c = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ soll aus Natriumhydroxid hergestellt werden.

Berechne die Masse des dafür notwendigen Natriumhydroxids.

26

0,75 L Kalkwasser ($\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})}$) mit der Konzentration $c = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ soll aus festem Calciumhydroxid hergestellt werden.

Berechne die Masse des dafür notwendigen Calciumhydroxids.

27

In 300 mL Natronlauge sind insgesamt 4 mol Natriumhydroxid gelöst.
Berechne die Konzentration der Lösung.

28

In 200 mL Kochsalzlösung sind insgesamt 230 g Natriumchlorid gelöst.
Berechne die Konzentration der Lösung.

29

Es soll eine Kochsalzlösung mit der Konzentration $c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ hergestellt werden.

In wie viel Liter Wasser müssen dazu 58,5 g Kochsalz gelöst werden?
Berechne.

1.5 Titration und Neutralisation

WISSEN

Mehr hierzu findest du in Kapitel 4.

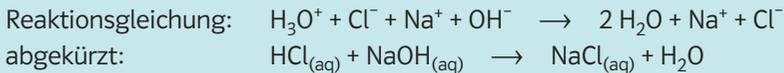
Die Neutralisation

Liegen in einer Lösung gleich viele H_3O^+ - (Oxonium-)Ionen wie OH^- - (Hydroxid-)Ionen vor, so ist die Lösung neutral, hat also einen pH-Wert von 7.

Um eine saure Lösung zu neutralisieren, wird eine alkalische Lösung zugegeben und umgekehrt.

Beispiel:

Eine Salzsäurelösung wird durch Zugabe von Natronlauge neutralisiert.



Hinweis:
Das tiefgestellte *aq* bedeutet, dass der Stoff in Wasser gelöst vorliegt.

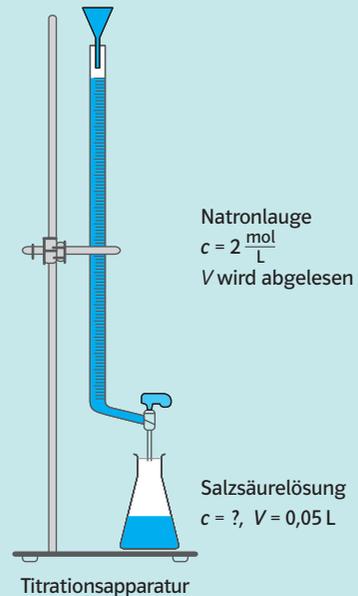
Bei einer Neutralisationsreaktion reagieren Oxonium-Ionen mit Hydroxid-Ionen zu Wasser-Molekülen.

Die Titration

Liegt eine Lösung unbekannter Stoffmengenkonzentration vor und soll diese ermittelt werden, kann man sie mithilfe der Titration bestimmen.

Beispiel:

- Eine Salzsäurelösung unbekannter Konzentration $c(\text{HCl})$ liegt vor. Von der Salzsäurelösung wird ein genau abgemessenes Volumen entnommen ($\rightarrow V(\text{Salzsäure})$ ist bekannt).
- Eine alkalische Lösung (z. B. Natronlauge) bekannter Konzentration $c(\text{NaOH})$ wird langsam hinzugegossen.
- Nun wird mithilfe eines Indikators untersucht, welches Volumen $V(\text{Natronlauge})$ der Natronlauge benötigt wird, um das entnommene Volumen der Salzsäurelösung zu neutralisieren.



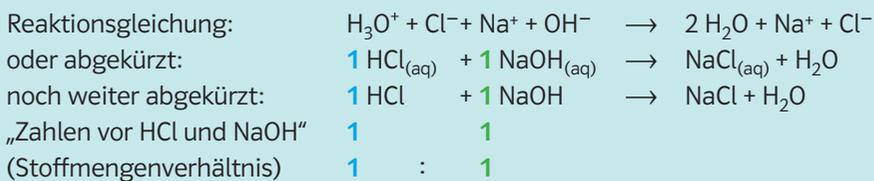
WISSEN

- Zum Zeitpunkt der Neutralisation der Salzsäure durch die Natronlauge wurden gleich viele OH^- -Ionen hinzugegeben, wie zu Beginn H_3O^+ -Ionen vorlagen.
Man spricht vom **Äquivalenzpunkt**. Dort gilt also:
 n (zu Beginn vorhandene H_3O^+ -Ionen) = n (zugegebene OH^- -Ionen)
oder auch $n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$.
Ist die Stoffmenge der Natronlauge bekannt, kennst du also auch die Stoffmenge der Salzsäure.
- Mit bekannter Stoffmenge $n(\text{HCl})$ und bekanntem Volumen $V(\text{Salzsäure})$ wird die Konzentration $c(\text{HCl})$ berechnet.

Rechenbeispiel:

Um 50 mL einer Salzsäure unbekannter Konzentration zu neutralisieren, werden 20 mL Natronlauge der Konzentration $2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ benötigt.

Berechne die Stoffmengenkonzentration der Salzsäure.



Aus der Reaktionsgleichung lässt sich ablesen: $n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$, denn: Die Zahlen vor HCl und NaOH sind gleich (beide Male „1“, d.h. das Stoffmengenverhältnis beträgt 1:1). Die Stoffmenge der Natronlauge entspricht also der Stoffmenge der Salzsäure.

Du berechnest zunächst die Stoffmenge der Natronlauge:

$$n(\text{Natronlauge}) = c \cdot V = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,04 \text{ mol}$$

Damit kennst du auch die Stoffmenge der Salzsäure und kannst deren Konzentration berechnen.

$$n(\text{HCl}) = 0,04 \text{ mol} \Rightarrow c(\text{HCl}) = \frac{0,04 \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

30

Natronlauge mit der Konzentration $c = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ soll mit Salzsäure der Konzentration $c = 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ neutralisiert werden.

- Formuliere die Reaktionsgleichung der Neutralisation.
- Es liegen zwei Liter der Natronlauge vor. Wie viel der Salzsäure muss zugegeben werden, damit die Lösung neutral ist?
- Wie viel Natronlauge muss zu 7 L Salzsäure gegeben werden, um diese zu neutralisieren?
- Statt der Salzsäure mit der Konzentration $c = 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ wird nun eine Salzsäure mit $c(\text{HCl}) = 5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ verwendet. Wie viel Salzsäure muss zu 4 L Natronlauge gegeben werden, um diese zu neutralisieren?

31

Natronlauge mit der Konzentration $c = 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ soll durch Zugabe von Salzsäure mit $c = 6 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ neutralisiert werden.

- Formuliere die Reaktionsgleichung der Neutralisation.
- Es liegen zwei Liter der Natronlauge vor. Wie viel der Salzsäure muss zugegeben werden, damit die Lösung neutral ist?

32

Fünf Liter einer Salzsäurelösung mit $c(\text{HCl}) = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ konnten mit einer Natronlauge unbekannter Konzentration neutralisiert werden. Dazu waren zehn Liter Natronlauge nötig. Welche Konzentration hat die Natronlauge?

33

Acht Liter einer Salzsäurelösung mit $c(\text{HCl}) = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ konnten mit einer Natronlauge unbekannter Konzentration neutralisiert werden. Dazu waren zehn Liter Natronlauge nötig. Welche Konzentration hat die Natronlauge?

34

Vier Liter einer Salzsäurelösung mit $c(\text{HCl}) = 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ konnten mit einer Natronlauge unbekannter Konzentration neutralisiert werden. Dazu waren zehn Liter Natronlauge nötig. Welche Konzentration hat die Natronlauge?

35

Zur Bestimmung der Konzentration von Natronlauge werden 5 mL Natronlauge mit Salzsäure der Konzentration $c = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ titriert. Insgesamt sind 12,5 mL Salzsäure notwendig, um die Natronlauge zu neutralisieren.

- Formuliere die Reaktionsgleichung der Neutralisation.
- Berechne die Konzentration der Natronlauge.

36

Zur Bestimmung der Konzentration von Kalilauge (gelöstes Kaliumhydroxid) werden 7 mL Kalilauge mit Salzsäure der Konzentration $c = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ titriert. Insgesamt sind 14 mL Salzsäure notwendig, um die Kalilauge zu neutralisieren.

- Formuliere die Reaktionsgleichung der Neutralisation.
- Berechne die Konzentration der Kalilauge.

37

Zur Bestimmung der Konzentration von Flusssäure (Fluorwasserstoff, der mit Wasser reagiert hat) werden 8 mL Flusssäure mit Natronlauge der Konzentration $c = 2,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ titriert. Insgesamt sind 5,1 mL Natronlauge notwendig, um die Flusssäure zu neutralisieren.

- Formuliere die Reaktionsgleichung der Neutralisation.
- Berechne die Konzentration der Flusssäure.

38★

Zur Bestimmung der Konzentration von Kalkwasser (gelöstes Calciumhydroxid) werden 10 mL Kalkwasser mit Salzsäure der Konzentration $c = 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ titriert. Insgesamt sind 12,5 mL Salzsäure notwendig, um das Kalkwasser zu neutralisieren.

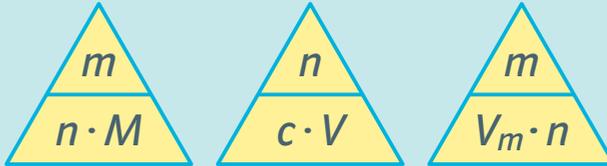
- Formuliere die Reaktionsgleichung der Neutralisation.
- Berechne die Konzentration des Kalkwassers.

1.6 Hilfestellungen für das Rechnen mit Formeln

WISSEN

Merkdreieck

Du kannst dir die behandelten Formeln mithilfe eines Dreiecks merken:



Die Dreiecke sagen aus:

- Oberer Buchstabe = Buchstabe unten links · Buchstabe unten rechts
- Buchstabe unten links = $\frac{\text{oberer Buchstabe}}{\text{Buchstabe unten rechts}}$
- Buchstabe unten rechts = $\frac{\text{oberer Buchstabe}}{\text{Buchstabe unten links}}$

Im ersten Fall gilt demnach:

$$m = n \cdot M \Leftrightarrow n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow M = \frac{m}{n}$$

Einheiten verraten Formeln

In einer Aufgabe wird die molare Masse gesucht. Die molare Masse trägt die Einheit $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Du weißt, dass die Einheit „g“, also Gramm, zur Größe *Masse* gehört, welche mit *m* abgekürzt wird. Die Einheit „mol“ gehört zur *Stoffmenge*, welche mit *n* abgekürzt wird.

Es muss also *Masse* durch *Stoffmenge* geteilt werden, um die gewünschte Einheit zu erhalten. Die Formel muss deshalb lauten: $M = \frac{m}{n}$. Das gilt auch umgekehrt. Kennst du nur die Formel $M = \frac{m}{n}$, hast aber die Einheit der molaren Masse vergessen, musst du lediglich die Einheiten der *Masse* und *Stoffmenge* überlegen.

Wenn die Einheit bekannt ist, lässt sich auf die Formel schließen.

WISSEN

Beispiel: 1

Die Stoffmengenkonzentration hat die Einheit $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

Die Einheit „L“, also Liter, gehört zur Größe *Volumen*, welche mit V abgekürzt wird. Die Einheit „mol“ gehört zur *Stoffmenge*, welche mit n abgekürzt wird.

Die Formel lautet also: $c = \frac{n}{V}$

Beispiel: 2

Bekannt ist die Formel $V_m = \frac{V}{n}$. Du erinnerst dich aber nicht mehr an die Einheit des molaren Volumens.

Vorgehen: Das *Volumen* trägt die Einheit Liter (L), die *Stoffmenge* trägt die Einheit Mol (mol). Das molare Volumen trägt demnach die Einheit $\frac{\text{L}}{\text{mol}}$.

Wichtige Größen, Abkürzungen und Einheiten

Größe	Abkürzung	Einheit
Masse	m	g
Volumen	V	L
Stoffmenge	n	mol
Molare Masse	M	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Molares Volumen	V_m	$\frac{\text{L}}{\text{mol}}$
Stoffmengenkonzentration	c	$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$
Dichte	ρ	$\frac{\text{g}}{\text{L}}$ oder auch $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$

Mehr hierzu findest du in Kapitel 3.4.

39

Bekannt sind folgende Größen inklusive Einheiten: Masse in Gramm, Volumen in Liter. Die Dichte ρ (sprich: rho) berechnet sich nach: $\rho = \frac{m}{V}$.

Gib die Einheit von ρ an.

40

Du hast die Formel zur Berechnung der Dichte vergessen, weißt aber, dass die Dichte die Einheit $\frac{\text{g}}{\text{L}}$ trägt. Leite die Formel zur Berechnung der Dichte her.