

1 Mathematische und physikalische Grundlagen

SI-Einheiten und physikalische Größen ... 1 | Umgang mit dem Taschenrechner ... 5 | Römische Zahlen ... 8 | Grundrechenarten, Brüche, ganze Zahlen, Potenzen und Logarithmen, Mittelwertbestimmung ... 10 | Einfache und quadratische Gleichungen ... 18 | Proportionale Zuordnungen (Schlussrechnung, Dreisatz) ... 21 | Das Mol und seine Bedeutung ... 29 | Relative und absolute Dichte, Dichtemischungen ... 33 | Konzentrationsmaße ... 35 | pH- und pOH-Wert ... 45 | Instrumentelle Analytik ... 47 | Übungsaufgaben zu Kapitel 1 ... 58

1.1 SI-Einheiten und physikalische Größen

Das SI-Einheitensystem (SI von frz. *Système International d' Unités*) ist ein auf dem metrischen System beruhendes Einheitensystem und in fast allen Staaten der Welt gesetzlicher Standard. In Deutschland trat es 1970 in Kraft (DDR 1967/1968).

Diesem System liegen sieben Basiseinheiten zugrunde, von welchen alle anderen Einheiten abgeleitet werden.

Die sieben Basiseinheiten des SI sind:

- das Meter (m) als Einheit der Länge (Formelzeichen l),
- das Kilogramm (kg) als Einheit der Masse (Formelzeichen m),
- die Sekunde (s) als Einheit der Zeit (Formelzeichen t),
- das Ampere (A) als Einheit der elektrischen Stromstärke (Formelzeichen I),
- das Kelvin (K) als Einheit der thermodynamischen Temperatur (Formelzeichen T),
- das Mol (mol) als Einheit der Stoffmenge (Objektmenge) (Formelzeichen n),
- die Candela (cd) als Einheit der Lichtstärke (Formelzeichen I_V).

In ■ Tab.1.1 sind die wichtigsten abgeleiteten SI-Einheiten und SI-fremde, aber weiterhin gültige Einheiten, aufgeführt.

In der Chemie werden die auf ein Mol bezogenen Größen (= „molare“ Größen) mit einem Großbuchstaben gekennzeichnet. So ist beispielsweise M das Formelzeichen für die molare Masse (Gramm pro 1 Mol, ■ Tab.1.1), m das Zeichen für eine andere, beliebige Masse.

Die Einheiten können mit einer Vorsilbe, die eine Zehnerpotenz anzeigt, kombiniert werden (■ Tab.1.2). Dabei ist jeweils nur eine Silbe zu verwenden (z. B. nicht „Zentikilogramm“).

□ **Tab. 1.1** Abgeleitete und *SI-fremde* Einheiten

Physikalische Größe, Symbol der Größe	Einheit, Einheiten-symbol	Bezug zu anderen Einheiten	Bezug zu den SI-Basiseinheiten	Hinweise
Fläche, A	Quadratmeter, m ²	$1 \text{ m}^2 = 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m}$	$1 \text{ m}^2 = 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m}$	
Volumen, v	Kubikmeter, m ³	$1 \text{ m}^3 = 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m}$	$1 \text{ m}^3 = 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m}$	
Volumen, v	Liter l	$1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3$ $1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$	$1 \text{ l} = 10^{-3} \text{ m}^3$	
Zeit, t	Minute, min	$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$	$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$	
Zeit, t	Stunde, h	$1 \text{ h} = 60 \text{ min}$	$1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$	
Zeit, t	Tag, d	$1 \text{ d} = 24 \text{ h}$	$1 \text{ d} = 86.400 \text{ s}$	
Dichte, ρ	Kilogramm pro Kubikmeter, kg · m ⁻³	$1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$	$1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m}^{-3}$	Cave: gleiche Einheit wie c_m^{***}
Kraft, F	Newton, N	$1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$	$1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ s}^{-2}$	
Druck, p	Pascal, Pa	$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2}$	$1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m}^{-1} \cdot 1 \text{ s}^{-2}$	
Druck, p	Millimeter Quecksilbersäule, mmHg*	$1 \text{ mmHg} = 133,3 \text{ Pa}$	$1 \text{ mmHg} = 133,3 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m}^{-1} \cdot 1 \text{ s}^{-2}$	Nur für Blutdruckmessungen
Arbeit, W Energie, E	Joule, J	$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ Ws}$	$1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m}^2 \cdot 1 \text{ s}^{-2}$	
Energie, E	Kalorie, cal**	$1 \text{ cal} = 4,187 \text{ J}$	$1 \text{ cal} = 4,187 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m}^2 \cdot 1 \text{ s}^{-2}$	
Leistung, P	Watt, W	$1 \text{ W} = 1 \text{ J} \cdot \text{s}^{-1}$	$1 \text{ W} = 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m}^2 \cdot 1 \text{ s}^{-3}$	
Celsius-Temperatur, θ	Grad Celsius, °C	$\frac{\vartheta}{^\circ\text{C}} = \frac{T}{\text{K}} - 273,15$	$\frac{\vartheta}{^\circ\text{C}} = \frac{T}{\text{K}} - 273,15$	

▣ **Tab. 1.1** Abgeleitete und *SI-fremde* Einheiten (Fortsetzung)

Physikalische Größe, Symbol der Größe	Einheit, Einheiten-symboll	Bezug zu anderen Einheiten	Bezug zu den SI-Basiseinheiten	Hinweise
Molare Masse, M	Kilogramm pro Mol, $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$	$1 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 1000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$1 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ mol}^{-1}$	Vgl. ► Kap. 1.7
Molares Volumen, V	Kubikmeter pro Mol, $\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$	$1 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 1000 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$	$1 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 1 \text{ m}^3 \cdot 1 \text{ mol}^{-1}$	Vgl. ► Kap. 3.1.2
Stoff- oder Objektmen- genkonzentra- tion, c	Mol pro Kubikmeter, $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$	$1 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$1 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 1 \text{ mol} \cdot 1 \text{ m}^{-3}$	Vgl. ► Kap. 1.9.1
Massenkonzentration, c_m	Kilogramm pro Kubikmeter, $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$	$1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$	$1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m}^{-3}$	Cave: gleiche Einheit wie ρ ***
Elektrische Ladung, Q	Coulomb, C	$1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s}$	$1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot 1 \text{ s}$	
Elektrische Spannung U	Volt, V	$1 \text{ V} = 1 \text{ W} \cdot \text{A}^{-1}$	$1 \text{ V} = 1 \text{ m}^2 \cdot 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ s}^{-3} \cdot 1 \text{ A}^{-1}$	

SI-fremde Einheiten sind *kursiv* gesetzt.

* Die Einheit *Millimeter Quecksilbersäule* ist eine *SI-fremde* und heute ungültige Einheit. Dennoch ist sie hier aufgeführt, weil sie beim Blutdruckmessen immer noch verwendet wird. Bisher hat sich hier das Pascal bzw. Kilopascal noch nicht durchgesetzt.

** Die *Kalorie* ist heute ebenfalls eine ungültige Einheit, jedoch noch häufig anzutreffen. Sie sollte vermieden werden. Das tun wir auch in diesem Buch.

*** Die absolute Dichte und die Massenkonzentration haben die gleiche Einheit. Man mache sich den Unterschied zwischen beiden Größen klar (Dichte vgl. ► Kap. 1.8, Massenkonzentration vgl. ► Kap. 1.9.1).

■ **Tab. 1.2** Vorsätze für die SI-Einheiten

Potenz	Name	Zeichen	Potenz	Name	Zeichen
10^{15}	Peta	P	10^{-1}	Dezi	d
10^{12}	Tera	T	10^{-2}	Zenti	c
10^9	Giga	G	10^{-3}	Milli	m
10^6	Mega	M	10^{-6}	Mikro	μ
10^3	Kilo	k	10^{-9}	Nano	n
10^2	Hekto	h	10^{-12}	Piko	p
10^1	Deka	da	10^{-15}	Femto	f

In den Naturwissenschaften kennen wir absolute und relative physikalische Größen. In Ihrer Ausbildung werden Sie beide Arten antreffen. Deshalb sollen diese Größen hier kurz beschrieben werden.

1.1.1 Absolute Größen

Eine absolute (physikalische) Größe besteht aus dem Produkt einer Maßzahl und einer Einheit.

BEISPIEL

Die Länge hat die Einheit 1 m (vgl. Übersicht über die Basiseinheiten). Wenn diese Einheit in eine bestimmte Strecke 20 Mal hineinpasst, dann wird diese durch die Größe $20 \cdot 1$ m beschrieben. Umgangssprachlich heißt es einfach, die Strecke misst 20 m.

1.1.2 Relative Größen

Eine relative Größe oder Verhältnisgröße ist eine Größe mit der Einheit 1 (umgangssprachlich: ohne Einheit). Sie leiten sich meist aus einem Verhältnis ab, bei dem sich die Einheiten herauskürzen. Zu den Prozentgrößen siehe ► Kap. 1.6 (Proportionale Zuordnungen).

Wichtige relative Größen:

- Massenprozent, m-%, % (m/m) (► Kap. 1.9),
- Volumenprozent, vol-%, % (v/v) (► Kap. 1.9),
- Mol- oder Stoffmengenprozent, mol-% (► Kap. 1.9),
- relative Atom- bzw. Molekülmasse A_r bzw. M_r (► Kap. 1.7),
- relative Dichte d_{20}^{20} (► Kap. 1.8).

Griechische Buchstaben werden in den Naturwissenschaften oft verwendet. Siehe hierzu ■ Tab. 1.3.

■ **Tab. 1.3** Griechisches Alphabet

Buchstabe		Name, Aussprache	Buchstabe		Name, Aussprache	Buchstabe		Name, Aussprache
A	α	Alpha	I	ι	Iota	P	ρ	Rho
B	β	Beta	K	κ	Kappa	Σ	σ, ς	Sigma
Γ	γ	Gamma	Λ	λ	Lambda	T	τ	Tau
Δ	δ	Delta	M	μ	My	Υ	υ	Ypsilon
E	ε	Epsilon	N	ν	Ny	Φ	φ	Phi
Z	ζ	Zeta	Ξ	ξ	Xi	X	χ	Chi
H	η	Eta	O	ο	Omikron	Ψ	ψ	Psi
Θ	θ	Theta	Π	π	Pi	Ω	ω	Omega

1.2 Umgang mit dem Taschenrechner

Der Taschenrechner hat in den letzten Jahrzehnten den Rechenstab und die Zahlentafel in der Schule, in der Ausbildung und im Studium abgelöst. Jedoch zeigt sich, dass viele Schüler ihren Taschenrechner nur unzureichend beherrschen und so in Klausuren und in Prüfungen einige Fehler auftreten.

Deshalb widmen wir uns hier dem Umgang mit dem Taschenrechner. Sie benötigen einen so genannten wissenschaftlichen Taschenrechner. Diese sind aber oft mit vielen Funktionen überladen, die den Nutzer häufig verwirren und meist für eine schulische oder universitäre Ausbildung unnötig sind. Aufwändigere mathematische Berechnungen werden heute in der Regel mit einem Computer und nicht mit einem Taschenrechner ausgeführt.

An dieser Stelle werden nur die Funktionen besprochen, die Sie für Ihre Ausbildung benötigen. Die folgende Skizze (● Abb. 1.1) stellt also nur eine verallgemeinerte und für unsere Zwecke „abgespeckte“ Version eines wissenschaftlichen Taschenrechners dar. Bitte nutzen Sie diese allgemeine Anleitung und finden Sie heraus, wie Ihr Taschenrechner die nachstehenden Algorithmen umsetzt. Lesen Sie hierzu auch die Bedienungsanleitung Ihres Rechners und führen Sie die darin genannten Rechenbeispiele aus. Verlorengegangene Bedienungsanleitungen lassen sich auch für ältere Modelle leicht im Internet über eine Suchmaschine finden.

2 Pharmazeutisches Rechnen

Stammlösungen und Hilfsverreibungen ... 66 | Dosierung von Arzneimitteln ... 68 | Biologische Einheiten ... 76 | Isotonieberechnungen ... 79 | Verdrängungsfaktoren für Suppositorien ... 86 | Arzneimittel-Warnhinweisverordnung (AMWarnV) ... 91 | Berechnungen für homöopathische und phytotherapeutische Zubereitungen ... 94 | Grundlagen der Statistik und Qualitätskontrolle/Ringversuche ... 103 | Übungsaufgaben zu Kapitel 2 ... 121

2.1 Stammlösungen und Hilfsverreibungen

In der pharmazeutischen Praxis werden zur Verarbeitung häufig nicht die reinen Stoffe verwendet, sondern deren Mischung oder Lösung mit einem Verschnittmittel (Wasser, ggf. Alkohol-Wasser-Gemische; für Feststoffe: Milchzucker). Dies bringt bei der Arbeit einige Vorteile: Zum einen können sehr gering dosierte Stoffe (z. B. Konservierungsstoffe) genauer abgewogen werden. Zum anderen gibt es Stoffe, die sich in einer Verreibung/Lösung besser verarbeiten lassen als in reinem Zustand. Ein dritter Aspekt wäre, dass sich Stoffe, deren Lösung länger dauert, aus einer (Stamm-) Lösung heraus besser verwenden lassen.

BEISPIEL

Von einem Stoff X seien einer Rezeptur 0,001 g hinzuzufügen. Dieser Stoff liegt in einer Stammlösung 1 g Stoff X in 1000 g Gesamtlösung (= Stammlösung) vor.

Wenn von dieser Stammlösung 1 g abgewogen und der Rezeptur zugesetzt werden, dann enthält diese die vorgeschriebene Menge des Stoffes X.

In ► Kap. 3.5.2 werden Sie feststellen, dass Sie mit einer üblichen Rezepturwaage 1 mg überhaupt nicht abwiegen können (Masse zu gering); jedoch aber 1,000 g.

BEISPIEL

Herstellung von Harnstoffpaste 40 % (NRF 11.30.)

Das NRF gibt hier für 100 g Paste zwei Möglichkeiten der Herstellung vor:

- 40,0 g Harnstoff, 40,0 g weiße Vaseline, Wollwachs zu 100,0 g, wobei der Feststoff vergleichsweise aufwändig (mithilfe eines Dreiwalzenstuhls) in das Vaseline-Wollwachs-Gemisch homogen (!) einzuarbeiten ist.
- 80,0 g Harnstoff-Stammerverreibung 50 %, weiße Vaseline und Wollwachs im entsprechenden Verhältnis zu 100,0 g, wobei der Dreiwalzenstuhl entfallen darf und die Rezeptur somit schneller angefertigt werden kann.

Sie haben im galenischen Praktikum sicherlich schon eine Paste hergestellt und werden somit die zweite Methode durchaus zu schätzen wissen.

Bei den nun folgenden Gehaltsangaben müssen Sie in der Praxis gut aufpassen, denn diese können verwirrend sein, und es werden hier immer wieder Fehler gemacht, die fatal sein können!

Wir schauen uns dazu exemplarisch eine 5%ige (m/m) Lösung bzw. Gemisch des Stoffes X an. Aus dem ► Kap. 1.9.2 wissen Sie, dass hierbei 5 g X in 100 g Gesamtlösung/-gemisch vorliegen. 5 g in 100 g ist nichts anderes als 1 g in 20 g; also ein Gehalt von 1 : 20. „1 : 20“ heißt also 1 g X in 20 g Gesamtlösung/-gemisch. Daneben gibt es für diese Lösung auch die Angabe „1 + 19“, also 1 g X plus 19 g Verschnittmittel. Die sich ergebende Gesamtlösung/-gemisch hat somit auch eine Masse von 20 g.

VORSICHT

„1 : 20“; „1 + 19“; 5 % (m/m) bezeichnen ein und dieselbe Lösung/Gemisch!

Die □ Tab. 2.1 gibt einen Überblick über die wichtigsten Gehaltsangaben, die einander entsprechen. Weitere können daraus abgeleitet werden.

□ Tab. 2.1 Gehaltsangaben bei Stammlösungen und Hilfsverreibungen

1 + 1	≅	1 : 2	≅	50 % (m/m)
2 + 3	≅	2 : 5	≅	40 % (m/m)
1 + 4	≅	1 : 5	≅	20 % (m/m)
1 + 9	≅	1 : 10	≅	10 % (m/m)
1 + 19	≅	1 : 20	≅	5 % (m/m)
1 + 49	≅	1 : 50	≅	2 % (m/m)
1 + 99	≅	1 : 100	≅	1 % (m/m)
1 + 999	≅	1 : 1000	≅	1 ‰ (m/m)
1 + 4999	≅	1 : 5000	≅	0,2 ‰ (m/m)

Des Weiteren finden wir noch auf Standgefäßen Angaben wie „50 = 200“. Hierbei ist gemeint, dass 50 g dieser Standardlösung (-gemisch) die für 200 g Arzneizubereitung notwendigen Mengen wirksamer Substanzen enthalten. 50 g dieses Konzentrates sind abzuwägen und mit Verschnittmittel auf 200 g aufzufüllen. Auf diese Weise können häufig herzustellende Substanzen/Arzneien platzsparend bevorratet und aufbewahrt und bei Bedarf schnell hergestellt werden.

BEISPIEL

Atropinsulfat-Augentropfen 0,5 % (NRF 15.2.) enthalten:

Atropinsulfat	0,05 g
Borsäure	0,175 g
Thiomersal	0,0002 g
Wasser für Injektionszwecke	auf 10,0 g

Der Konservierungsstoff (Thiomersal) lässt sich in dieser geringen Menge nicht abwägen. Deshalb wird eine Stammlösung 1 : 5000 bzw. 1 + 4999 verwendet.

1 : 5000 heißt 1 Teil Thiomersal in 5000 Teilen Gesamtlösung

1 + 4999 heißt 1 Teil Thiomersal und 4999 Teile Lösungsmittel

Wir haben also 1 Teil Thiomersal in 5000 Teilen Lösung bzw. 2 Teile Thiomersal in 10.000 Teilen Lösung.

Das Verhältnis $\frac{1}{5000} = \frac{2}{10.000}$ entspricht 0,2 ‰ oder 0,02 % ($\frac{0,2}{1000}; \frac{0,02}{100}$).

Deshalb hat das NRF eine Vorschrift zur Herstellung von 0,02%iger (m/m) Thiomersal-Stammlösung für Konservierungszwecke aufgenommen.

Für die oben stehenden Atropinsulfat-Augentropfen 0,5 % formuliert das NRF nun den folgenden Ansatz:

Atropinsulfat	0,05 g
Borsäure	0,175 g
Thiomersal-Stammlösung 0,02 %	1,0 g
Wasser für Injektionszwecke	auf 10,0 g

Vergegenwärtigen Sie sich anhand einer Verhältnisgleichung, dass in 1,0 g Thiomersal-Stammlösung 0,02 % tatsächlich 0,0002 g Thiomersal enthalten sind.

2.2 Dosierung von Arzneimitteln

2.2.1 Einige Grundlagen und Begriffe

Einzeldosis: Die Einzeldosis ist die einzelne zu einem bestimmten Zeitpunkt zu applizierende Menge eines Arzneimittels.

Tagesdosis: Die Tagesdosis eines Arzneimittels ist die Gesamtmenge, die innerhalb von 24 Stunden appliziert wird (vgl. Einzeldosis und Dosierungsintervall).

Dosierungsintervall: Unter dem Dosierungsintervall versteht man den Abstand zwischen den Gaben (Einzeldosen) eines Arzneimittels, z. B. alle 8 oder 12 Stunden.

Normdosis: Die Normdosis ist die durchschnittliche Dosierung, in der ein Arzneimittel üblicherweise appliziert wird. Angaben dazu findet man z. B. in „Normdosen gebräuchlicher Arzneistoffe und Drogen“ (vgl. Literaturverzeichnis).

Maximaldosis: Die Maximaldosen (Höchstmengen) sind für einige Arzneistoffe vom Gesetzgeber vorgeschrieben. Maximaldosen liegen über der Normdosis.

Die Angaben auf einer Verordnung müssen immer auf Plausibilität geprüft werden. Bei Überschreitungen der Maximaldosen oder Abweichungen von der üblichen Dosierung oder sonstigen Bedenken muss Rücksprache mit dem Arzt genommen werden! Der Arzt muss bei Überschreitung der Maximaldosis die

3.7.3 Direkte Titrationen

Der Begriff direkte Titration erklärt sich eigentlich schon von selbst: Aus der Umsetzung von Titrator und Titrant wird unmittelbar der Gehalt/die Masse des unbekanntes Stoffes ermittelt. Es sind keine weiteren vor- oder nachgelagerte Reaktionen erforderlich. Von den indirekten Titrations besprechen wir im ► Kap. 3.7.4 die so genannte Rücktitration. Damit haben wir nahezu alle Titrationsverfahren der Arzneibücher abgedeckt.

Wir sehen uns einige Beispiele aus Arzneibüchern an. Den ausgewählten Beispielen liegen Säure-Base-Reaktionen, Redoxreaktionen oder Komplexbildungsreaktionen (das sind in der Regel Lewis-Säure-Base-Reaktionen) zugrunde.

Sie werden feststellen, dass es für die stöchiometrische Berechnung eigentlich unerheblich ist, was für eine Art von chemischen Reaktionen vorliegt. Wichtig ist nur die Reaktionsgleichung. Somit werden diese Beispiele für Sie eine Wiederholung bzgl. des stöchiometrischen Rechnens sein. Alle Titrations im ► Kap. 3.7.2 waren direkte Titrations. Deshalb können wir nun bei den folgenden Beispielen auf weitschweifige Erklärungen verzichten.

Bitte beachten Sie auch, dass die nachfolgenden Beispiele keine Arbeitsanleitungen darstellen. Alle für die Berechnung unwesentlichen Dinge wurden weggelassen. Wenn Sie eine von den genannten Bestimmungen ausführen wollen, dann schlagen Sie bitte die Vorschrift im Original nach.

BEISPIEL

Eine Charge Kaliumcarbonat sei nach der Ph. Eur. zu prüfen.

Lt. Vorschrift werden 0,500 g Substanz in Wasser gelöst und mit 1 molarer Salzsäure titriert. Die Erkennung des Umschlagpunkts erfolgt potentiometrisch (USP nimmt hier Methylorange als Indikator). Der Gehalt darf zwischen 99,0 und 101,0 % (m/m) schwanken. $M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 138,21 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Von der Charge wurden 0,4952 g eingewogen und 7,1 ml der Salzsäure verbraucht.

Entspricht sie den Anforderungen der Ph. Eur.?

Gleichung: $2 \text{HCl} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

gegeben:

Einwaage Substanz: 0,4952 g

$c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$v(\text{HCl}) = 7,1 \text{ ml}$

gesucht: $m(\text{K}_2\text{CO}_3)$

Lösung: Das folgende relevante Stoffmengenverhältnis können wir der Reaktionsgleichung entnehmen:

$$\frac{n(\text{K}_2\text{CO}_3)}{n(\text{HCl})} = \frac{1}{2} \quad \text{mit} \quad n(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{HCl})$$

$n(\text{K}_2\text{CO}_3)$ wird durch die Beziehung Stoffmenge zu Masse ersetzt; $n(\text{HCl})$ durch die Beziehung Stoffmenge zu Stoffmengenkonzentration (vgl. gegebene und gesuchte Größen)

$$\frac{m(\text{K}_2\text{CO}_3)}{M(\text{K}_2\text{CO}_3)} = \frac{1}{2} \cdot c(\text{HCl}) \cdot v(\text{HCl})$$

daraus folgt:

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot c(\text{HCl}) \cdot v(\text{HCl}) \cdot M(\text{K}_2\text{CO}_3)$$

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,0071 \text{ l} \cdot 138,21 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,4906 \text{ g}$$

Nun wird noch die prozentuale Abweichung des gefundenen Wertes von der Einwaage berechnet.

$$0,4952 \text{ g} \triangleq 100 \% \text{ (m/m)}$$

$$0,4906 \text{ g} \triangleq x$$

$$x = 99,07 \% \text{ (m/m)}$$

Fazit: Die Probe enthält 99,07 % (m/m) Kaliumcarbonat. Sie erfüllt somit die Anforderungen der Ph. Eur., denn ihr Gehalt liegt im angegebenen Bereich.

Die Ph. Eur. gibt hier eine vereinfachte Berechnungsgleichung an, mit welcher man die Masse sofort berechnen kann, und zwar

$$1 \text{ ml Salzsäure (1 mol} \cdot \text{l}^{-1}) \triangleq 69,1 \text{ mg K}_2\text{CO}_3$$

Hier formuliert man einen einfachen Dreisatz, für unser Beispiel:

$$1 \text{ ml Salzsäure (1 mol} \cdot \text{l}^{-1}) \triangleq 69,1 \text{ mg K}_2\text{CO}_3$$

$$7,1 \text{ ml Salzsäure (1 mol} \cdot \text{l}^{-1}) \triangleq x$$

$$x = 490,6 \text{ mg} = 0,4906 \text{ g}$$

Im Rahmen Ihrer Ausbildung müssen Sie aber den „richtigen“ Rechenweg kennen, d. h. ausgehend von der Reaktionsgleichung den Rechenweg ermitteln. Diese genannte Beziehung leitet sich aus dem entsprechenden Rechenweg ab:

VERANSCHAULICHUNG

In die Gleichung

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot c(\text{HCl}) \cdot v(\text{HCl}) \cdot M(\text{K}_2\text{CO}_3)$$

setzen wir für $v(\text{HCl})$ einfach 1 ml (0,001 l) ein:

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,001 \text{ l} \cdot 138,21 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,0691 \text{ g} = 69,1 \text{ mg}$$

Diese Gleichung sagt aus, dass die Lösung nach Zugabe von 1 ml Salzsäure umschlagen würde, wenn sie 69,1 mg K_2CO_3 enthielte.
