

1

Einführung in die quantitative Analyse

1.1 Der analytische Prozess

Aufgabe der analytischen Chemie ist die Ermittlung der Art und Zusammensetzung von Stoffen und Stoffgemischen. Die **Analytik** im weiteren Sinne schließt Aussagen über *Struktur* und *Eigenschaften* der Stoffe mit ein. Die Bestimmung der Zusammensetzung einer Probe wird auch als **Elementanalytik** (oder auch Gehaltsanalytik) bezeichnet, wobei „*Element*“ nicht in der üblichen Bedeutung zu verstehen ist, sondern alle chemischen Teilchen und Zustandsformen wie Atome, Moleküle, Ionen usw. umfasst. Es besteht kein grundsätzlicher Unterschied zwischen *qualitativer* und *quantitativer* Analyse; vielmehr ist die qualitative Bestimmung nur als Grenzfall der quantitativen Analyse (einfache „Ja-Nein-Entscheidung“) anzusehen. Der Ausgang des Nachweises eines Stoffes, d. h. das Ergebnis einer qualitativen Analyse, ist ebenfalls von dessen Menge bzw. Konzentration abhängig. Moderne Analysenmethoden (Atom- und Molekülspektroskopie, Chromatografie, Polarografie) gestatten gleichzeitige Aussagen über Art und Menge der in der Probe enthaltenen Komponenten.

Der analytische Prozess vollzieht sich in mehreren Stufen. Ausgehend vom allgemeinen **Analysenprinzip** (Messprinzip) gelangt man über die konkrete **Analysemethode** schließlich zum individuellen **Analysenverfahren**, das in Form einer Arbeitsvorschrift genaue Instruktionen für die einzelne Bestimmung liefert. Die **Arbeitsvorschrift** muss Angaben über Probennahme und Probenvorbereitung, Messanordnung (bei instrumentellen Methoden), benötigte Reagenzien, Anwendungsbereich und Selektivität, Fehlerquellen (Störungen), Genauigkeit und Zeitbedarf (ggf. Kosten) enthalten.

Unabhängig von der gewählten Methode besteht jeder **Analysengang** aus den Teilschritten *Probennahme*, *Probenvorbereitung*, *Messung (Bestimmung)* und *Auswertung*, die alle mit objektiven und subjektiven Fehlerquellen behaftet sind (s. Abschnitt 1.4). Jedes Verfahren kann nur so genau sein, wie es der maximale Fehler eines Einzelschritts zulässt (s. Abschnitt 1.5). Sinnvolles analytisches Arbeiten setzt daher voraus, dass sich die durchschnittlichen relativen Fehler aller Teilvorgänge in der gleichen Größenordnung bewegen.

1.2

Probennahme und Probenvorbereitung

Eine analytische Bestimmung führt nur dann zu einer sinnvollen Aussage, wenn die ausgewählte Probe *repräsentativ* für das untersuchte Material ist. Diese Bedingung wird nur von *homogenen Systemen* (Flüssigkeiten, Lösungen, Gasgemische) streng erfüllt. Bei den üblicherweise vorliegenden heterogenen Gemischen muss eine problemgerechte Abstimmung zwischen Probenwahl und gewünschtem Resultat (ggf. mit statistischen Methoden) erfolgen. Ein möglichst hoher Grad an „Homogenisierung“ auf mechanischem Wege (Verreiben, Vermahlen, Dispergieren) ist anzustreben. Dies gilt um so mehr, je geringer die Probenmenge gewählt wird.

Beispiele

Bei den **Apollo-Missionen** wurde Mondgestein auch auf organische Bestandteile untersucht. Die Proben enthielten im Durchschnitt weniger als 200 ppm (1 ppm = 10^{-6} Teilchen) Kohlenstoff, davon ≤ 40 ppm organisch gebunden. Es wäre aber zumindest voreilig, daraus den Schluss zu ziehen, dass auf dem Mond keine organische Materie existiert. Da die Proben nur von der *Oberfläche* des Mondes, die extremen thermischen Belastungen ausgesetzt ist, genommen wurden, sind sie keinesfalls repräsentativ für die gesamte Mondmaterie.

Tablettenprüfung. Zur pharmazeutischen Qualitätskontrolle ist es sinnvoller, nicht wahllos einige Tabletten aus der laufenden Charge herauszunehmen, sondern eine feste Anzahl zu mischen und davon eine Probe zu analysieren, die dem *Durchschnittsgewicht* einer Tablette entspricht. Dem so erhaltenen Ergebnis kommt eine wesentlich höhere Zuverlässigkeit als der Individualbestimmung zu.

Quantitativ unterscheidet man bei der Probennahme folgende analytischen Mengenbereiche:

Arbeitsbereich. $A = m_i$: Mengenbereich des zu bestimmenden Bestandteils i , auf den ein Verfahren anwendbar ist.

Probenbereich. $P = m_i + m_o$: Mengenbereich der zu bestimmenden Komponente i und der „*Matrix*“ o (= Summe der übrigen Bestandteile).

Nach dem Probenbereich gilt für Analysenverfahren die schematische Einteilung:

$P > 100 \text{ mg}$	$100 \text{ mg} > P > 10 \text{ mg}$	$P < 10 \text{ mg}$
Makroanalyse	Halbmikroanalyse	Mikroanalyse

Gehaltsbereich.

$$G = \frac{100 m_i}{m_i + m_o}$$

Für G gilt die Grobeinteilung:

$$\begin{array}{lll} G > 10 \% & 10 \% > G > 1 \% & G < 1 \% \\ \text{Hauptbestandteil} & \text{Nebenbestandteil} & \text{Spurenbestandteil} \end{array}$$

Wie leicht ersichtlich ist, besteht zwischen A , P und G die Beziehung

$$P = \frac{A}{G} \cdot 100 \quad (1)$$

Daraus lässt sich die *Mindestprobenmenge* (und Höchstmenge) für ein bestimmtes Verfahren bei vorgegebenem Arbeits- und Gehaltsbereich des zu ermittelnden Bestandteils abschätzen (s. Abschnitt 1.4: Nachweis- und Erfassungsgrenze). Die praktisch verwendete Menge ist nach Möglichkeit etwas höher anzusetzen.

Beispiele

Der zu bestimmende Stoff ist zu ungefähr 10 % in der Probe enthalten; das angewandte Analysenverfahren zeigt noch 0,5 mg genau an. Die Mindestsubstanzmenge beträgt dann

$$P = \frac{0,5 \text{ mg}}{10} \cdot 100 = 5 \text{ mg}$$

Von einer Probe stehen maximal 10 mg Substanz für die Analyse zur Verfügung; der Gehalt des gesuchten Stoffes liegt bei etwa 20 %. Das gewählte Verfahren muss mindestens anzeigen:

$$A = \frac{0,2 \cdot 10 \text{ mg}}{100} = 0,02 \text{ mg} = 20 \mu\text{g}$$

Weil sich die wenigsten Stoffe direkt analytisch untersuchen lassen, muss die Probe zunächst in eine messgerechte Form gebracht werden. Da alle Substanzen mehr oder weniger wasserhaltig sind, ist sorgfältiges **Trocknen** (1–2 h bei 110–120 °C im Trockenschrank oder 1–2 d bei Raumtemperatur im Exsikkator) unerlässlich, um reproduzierbare Ergebnisse zu erhalten. Fast alle gebräuchlichen analytischen Methoden gehen von *flüssigen Proben* (Lösungen) aus, da diese bequem zu handhaben und leicht zu dosieren sind. Feststoffe müssen durch *Lösen* oder **Aufschließen** in die homogene flüssige Phase überführt werden (s. Abschnitt 11.1).

Beispiel

Auch beim scheinbar einfachen Auflösen in Wasser oder wasserähnlichen Solvenzen findet eine chemische Reaktion, die *Hydratation* bzw. *Solvatation*, statt. Beim Aufschließen einer Probe wird zusätzlich Energie zugeführt – überwiegend thermische Energie. Darüber hinaus finden auch chemische Umsetzungen wie Oxidationen statt.

Man unterscheidet gewöhnlich zwischen

Nassaufschlüssen: Lösen in Säuren, Laugen, Komplexbildnern

Schmelzaufschlüssen: Sodaaufschluss, Oxidationsschmelze

Gasaufschlüssen: Abrauchen mit Mineralsäuren, „Abrösten“ = Verbrennen im Luftstrom.

Spurenbestandteile werden im Bedarfsfall angereichert (z. B. durch Flüssig-flüssig-Extraktion oder Ionenaustausch, s. Abschnitt 11.3).

Störende Stoffe werden maskiert, d. h. durch Komplexbildung oder Redoxreaktion in eine die Nachweisreaktion nicht beeinträchtigende Form übergeführt (Beispiel: Maskieren von Kupfer, Blei, Antimon mit Tartrat, s. Abschnitt 11.3: Komplexbildung).

1.3

Messung und Auswertung

Ganz allgemein gesehen, geht jede Messung bzw. Bestimmung auf die Wechselwirkung der Probe mit einer **Messsonde** (einem Sensor) zurück. Eine Analyse-methode kann *selektiv* (Gruppenbestimmung) oder *spezifisch* (Einzelbestimmung) sein. Für eine zuverlässige Aussage sind *mehrere* Bestimmungen (3–4) durchzuführen.

Zwischen analytischer Information (*Analysenwert* γ) und gemessener Größe (*Messwert* w_γ) besteht ein funktionaler Zusammenhang,

$$\begin{array}{ll} \gamma = f(w_\gamma) & \text{oder} \quad w_\gamma = f(\gamma) \\ \text{Analysenfunktion} & \text{Messfunktion} \end{array} \quad (2a,b)$$

der durch **Eichmessungen** (heute allgemein als **Kalibrierungen** bezeichnet) ermittelt werden muss. In einfachen Fällen wie Gravimetrie und Maßanalyse sind γ und w_γ *direkt proportional*:

$$\gamma = k' \cdot w_\gamma \quad \text{oder} \quad w_\gamma = k \cdot \gamma \quad (3a,b)$$

Auch hier liegt ein Kalibrierproblem zugrunde, nämlich die genaue Bestimmung des Proportionalitätsfaktors. Mess- und Analysenwerte können *tabellarisch*, *grafisch* (Eichkurve) oder *funktionell* zugeordnet werden.

Die **Empfindlichkeit** E eines Analysenverfahrens wird durch die 1. Ableitung der Messfunktion (2b) angegeben:

$$E = f'(\gamma) = \frac{dw_\gamma}{d\gamma} \quad (4)$$

Für *lineare Messfunktionen* (3b) ist $E = k$ (Steigung der Geraden).

In Abbildung 1 sind als Beispiel einige gravimetrische Verfahren zur Phosphor-Bestimmung angeführt. Rein arithmetisch ist die Empfindlichkeit bei der Bestimmung als Molybdophosphat am höchsten. Dabei ist aber zu berücksichtigen, dass die Wägeform nicht exakt stöchiometrisch anfällt (s. Abschnitt 3.2) und dadurch die Empfindlichkeit und Reproduzierbarkeit verringert werden.

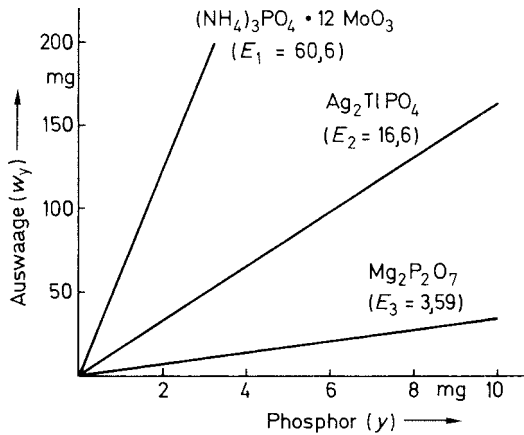


Abbildung 1 Eich- (Kalibrier)kurven zur gravimetrischen Phosphor-Bestimmung.

1.4 Fehlerbetrachtung

1.4.1 Zufälliger und systematischer Fehler

Die statistische Betrachtungsweise von Mess- und Analysenwerten unterscheidet zwischen zufälligen und systematischen Fehlern:

Zufällige Fehler F bestimmen die *Reproduzierbarkeit* oder **Präzision** eines Verfahrens.

Systematische Fehler A sind maßgebend für die *Richtigkeit* oder **Genauigkeit** des Ergebnisses.

Zufällige Fehler entstehen durch subjektive oder apparative Störungen während der Messung und lassen sich nie vollständig vermeiden. Je kleiner F , umso größer ist die Präzision des Verfahrens. Systematische Fehler geben die Abweichung des Messergebnisses vom tatsächlichen Wert an und können durch entsprechende Korrekturen erfasst oder eliminiert werden. Der Zusammenhang zwischen beiden Fehlerarten geht aus Abbildung 2 hervor.

Nur wenn der wahre Wert μ innerhalb des $F(w_y)$ -Intervalls (*Spannweite*) des gefundenen Mittelwertes \bar{w}_y liegt, ist das Ergebnis als „richtig“ zu betrachten (hier μ_2). Die Differenz $\bar{w}_y - \mu$ entspricht dem systematischen Fehler. Abbildung 2a und b zeigen auch deutlich, dass eine *hohe Präzision* (kleines F -Intervall) noch keine Gewähr für *hohe Genauigkeit* („Richtigkeit“) des Ergebnisses bietet, wenn der systematische Fehler A zu groß ist.

Die wichtigste Ursache von systematischen Fehlern ist mangelhafte Kalibrierung. Nach ihrem Einfluss auf das Ergebnis unterscheidet man *additive* (konstante), *multiplikative* (proportionale) und *nichtlineare* Fehler, wobei sich die letzten bei-

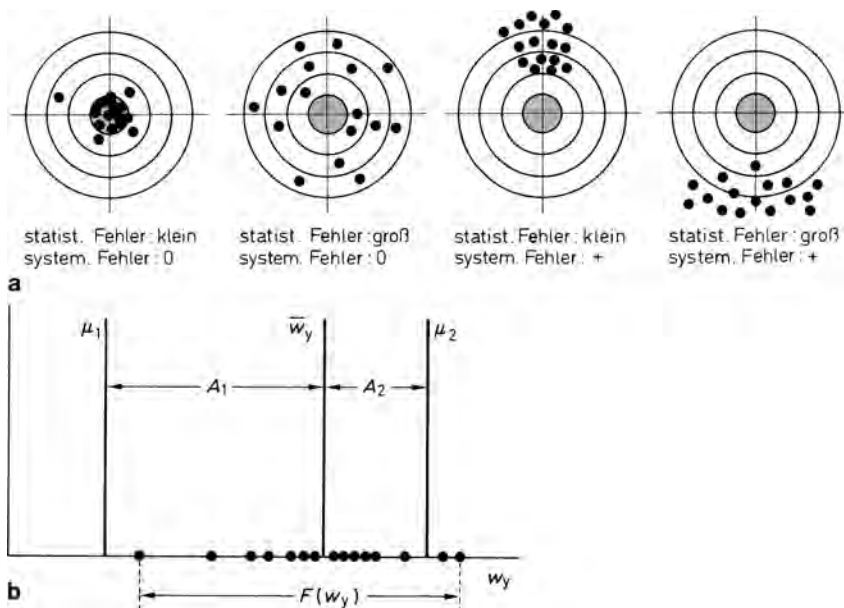


Abbildung 2 Systematischer und zufälliger Fehler.

den besonders nachteilig auswirken. Additive Fehler entstehen z. B. bei instrumentellen Methoden durch Nichtbeachtung des Blindwerts; multiplikative Fehler in der Maßanalyse durch falsche Einstellung; nichtlineare Fehler bei optischen Methoden wegen der Abhängigkeit des Absorptionskoeffizienten von der Wellenlänge des Lichtes und der Brechzahl des Mediums.

Bei analytischen Bestimmungen wird gewöhnlich das *arithmetische Mittel* \bar{w}_y aus mindestens drei Messwerten gebildet. Signifikant abweichende Werte („Ausreißer“) sind vorher zu streichen. Die Statistik lehrt, dass der Mittelwert von n Ergebnissen \sqrt{n} -mal so zuverlässig ist wie jeder Einzelwert.

Bei wenigen Messwerten ist es oft günstiger, statt des arithmetischen Mittels den *mittleren Wert* \tilde{w}_y (Zentralwert, Median) zu wählen¹⁾. Die Angabe des *häufigsten Wertes* (Modus) ist nur bei einer großen Zahl von Messwerten sinnvoll.

1.4.2 Standardabweichung

Als Maß für die Messwertstreuung durch zufällige Fehler wird die **Standardabweichung** σ (*Streuung* s) angegeben. Sie ist als halber Abstand der Wendepunk-

1) Ordnet man n Messwerte in aufsteigender Reihenfolge, so stellt der Wert in zentraler Position (n ungerade) bzw. der Durchschnitt der beiden zentralen Werte (n gerade) den „mittleren Wert“ dar.

Beispiele

$w_y = 2, 3, 5, 7, 9$; $\tilde{w}_y = 5$
(Mittelwert $\bar{w}_y = 5,2$)

$w_y = 3, 5, 6, 7$; $\tilde{w}_y = 5,5$
(Mittelwert $\bar{w}_y = 5,25$)

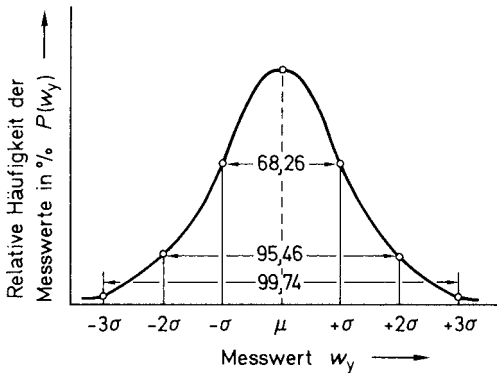


Abbildung 3 Gauß-Verteilungskurve.

te der für eine große Zahl von Messwerten ($n \rightarrow \infty$) entstehenden Gauß-Kurve (**Normalverteilung**, Abbildung 3) definiert. Das Kurvenmaximum ergibt den arithmetischen Mittelwert \bar{w}_y , der bei Abwesenheit eines systematischen Fehlers dem „wahren Wert“ μ (Sollwert) entspricht. Ein relatives Maß für die Streuung ist der **Variationskoeffizient** Vk , der häufig als Gütefaktor für eine Messmethode herangezogen wird.

$$\text{Standardabweichung}^2) \quad s = \pm \sqrt{\frac{\sum (w_y - \bar{w}_y)^2}{n - 1}} \quad (5)$$

$$\sigma = \lim_{n \rightarrow \infty} s$$

$$\text{Variationskoeffizient} \quad Vk = \pm \frac{s}{\bar{w}_y} \cdot 100 \quad (6)$$

Die einzelnen σ -Intervalle stellen Häufigkeitsbereiche dar, die bei Gültigkeit der statistischen Gesetze den angegebenen Prozentsatz an Messwerten enthalten. Bei einer kleinen Zahl von n Messwerten ist es zweckmäßig, die Intervalle weiter auszuweiten. Dazu multipliziert man die gefundene Standardabweichung mit einem tabellierten statistischen Faktor $t_n(P)$ („Student-Faktor“; P : gewünschte statistische Sicherheit [10, 35]) und erhält so den Streubereich T der Einzelwerte. Als **Vertrauensbereich** für die statistische Sicherheit des *Mittelwerts* definiert man den Quotienten T/\sqrt{n} :

$$T_c = \frac{T}{\sqrt{n}} = \pm \frac{s \cdot t_n(P)}{\sqrt{n}} \quad n \text{ Messungen} \quad (7)$$

Z. B. bedeutet T_c (95), dass der Sollwert mit 95 % Wahrscheinlichkeit im Bereich $\bar{w}_y \pm T_c$ liegt. Man beachte, dass T_c keine Aussage über den *systematischen Fehler* macht. Dafür gibt es eigene Tests, die hier nicht behandelt werden sollen.

- 2) Der Faktor $n - 1$ im Nenner von Gleichung (5) bewirkt, dass die Streuung nur für $n > 1$ definiert ist. Für $n = 1$ erhält man einen unbestimmten Ausdruck.

Beispiel

372,8 mg trockenes KCl werden in einen 100 mL-Messkolben eingewogen und bis zur Marke mit dest. Wasser aufgefüllt. Dem Kolben werden vier Proben zu je 20 mL entnommen und mit 0,1 normaler AgNO_3 -Lösung (s. Abschnitt 4.2: Titration) titriert. Der Verbrauch beträgt 9,95, 9,98, 9,90 und 10,0 mL. Man berechne den mittleren Verbrauch, die Standardabweichung (Variationskoeffizient) und den Vertrauensbereich für 99 % Sicherheit ($t_n = 5,84$).

Theoretisch enthält eine 20 mL-Probe genau 1,0 mmol KCl, entsprechend einem Verbrauch von 10,0 mL 0,1 normaler AgNO_3 -Lösung. Der tatsächliche Verbrauch (arithmetisches Mittel) beträgt 9,96 mL, weist also auf einen *systematischen Fehler* von $-0,4 \%$ hin.

Standardabweichung: $|s| = 0,0435 \text{ mL}$ ($|V_k| = 0,4 \%$).

Vertrauensbereich: $T_c = \pm 0,5 \cdot (0,04 \cdot 5,84) \text{ mL} = \pm 0,127 \text{ mL} (\cong 3\sigma)$.

Der Mittelwert liegt mit 99 % Sicherheit in den Grenzen $9,96 \pm 0,13 \text{ mL}$.

1.4.3 Nachweis- und Erfassungsgrenze

Mithilfe der Standardabweichung lassen sich die Begriffe **Nachweis-** und **Erfassungsgrenze** definieren (Abbildung 4). Der kleinste, statistisch sicher erfassbare Messwert hängt vom mittleren **Blindwert** \bar{w}_B und dessen Standardabweichung σ_B ab. Die *Nachweisgrenze* (obere, Störpegel- oder Rauschgrenze, 50 % Wahrscheinlichkeit) ist erreicht, wenn der Messwert mindestens um drei Standardabweichungen über dem mittleren Blindwert \bar{w}_B liegt (8a). Als *sicher* gilt ein Messwert erst bei einer Differenz von mindestens $6\sigma_B$ (8b). Diesen Wert nennt man *Erfassungsgrenze* (99,8 % Wahrscheinlichkeit)³⁾.

$$w_N = \bar{w}_B + 3\sigma_B \quad (8a)$$

$$w_E = \bar{w}_B + 6\sigma_B \quad (8b)$$

Mit dem Begriff **Nachweisvermögen** bezeichnet man einen geschätzten Wert für die Nachweisgrenze (idealisiertes Analysenverfahren, äußere Störeinflüsse weitgehend abstrahiert). Ein *Analysenprinzip* wird durch das Nachweisvermögen charakterisiert.

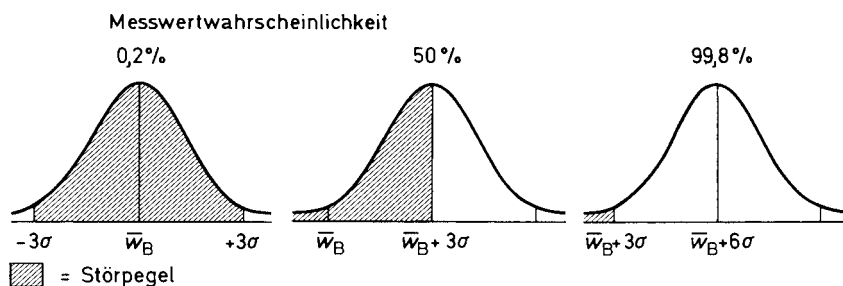


Abbildung 4 Nachweis- und Erfassungsgrenze.

3) genau genommen: den zugehörigen Analysenwert.

1.5

Umgang mit Dezimalstellen

1.5.1 Signifikante Ziffern

Signifikante Ziffern sind diejenigen Dezimalstellen, die mit Sicherheit bekannt sind, plus der ersten unsicheren Stelle (± 1).

Beispiel

Auswaage 1,2436 g (man findet auch die Schreibweise 1,243₆)
bedeutet $(1,2436 \pm 0,0001)$ g

Die Position des Kommas oder Exponentialzahlen sind für die Anzahl der signifikanten Stellen ohne Bedeutung.

Beispiel

$0,104 - 1,04 - 104 - 1,04 \cdot 10^4$
immer drei signifikante Ziffern

Nur mittlere und endständige Nullen sind signifikant.

Beispiel

$0,104 \cong 0,104 \pm 0,001$	aber	$0,1040 \cong 0,104 \pm 0,0001$
\vdots		\vdots
\vdots		\vdots
n.s. s.		n.s. s. s.
10 200		$1,02 \cdot 10^4$
5 signifik. Ziffern,		3 signifik. Ziffern,
Unsicherheit ± 1		Unsicherheit ± 100
n.s. = nicht signifikant, s. = signifikant		

Ist die letzte Dezimalstelle größer oder gleich 5, wird beim Weglassen die vorhergehende Stelle um 1 erhöht („*Aufrunden*“); ist die letzte Dezimale kleiner als 5, bleibt die vorangehende Stelle gleich („*Abrunden*“).

1.5.2 Rechnen mit Dezimalzahlen

Beim **Addieren** und **Subtrahieren** von Dezimalzahlen ist auf den Abgleich der *absoluten* Unbestimmtheit (U_a) zu achten. Im Ergebnis dürfen nur so viele Stellen

erscheinen, wie der Einzelwert mit der größten absoluten Unbestimmtheit (und der kleinsten Zahl von Dezimalstellen) besitzt. Man kann sowohl die Einzelwerte als auch das Endergebnis aufrunden bzw. abrunden. Exponentialzahlen sind vorher auf den *größten* (warum?) Exponenten abzugleichen.

Beispiel

Addition von $4,00 \cdot 10^{-2}$; $5,55 \cdot 10^{-3}$; 10^{-6}

$4,00$	$\cdot 10^{-2}$	$U_a = 0,01$	oder	$4,00 \cdot 10^{-2}$
$0,555$	$\cdot 10^{-2}$	$0,001$		$0,56 \cdot 10^{-2}$
$0,0001$	$\cdot 10^{-2}$	$0,0001$		$0,00 \cdot 10^{-2}$
$4,5551$	$\cdot 10^{-2} \hat{=}$	$0,01$		$4,56 \cdot 10^{-2}$
$4,56$	$\cdot 10^{-2}$			

Der letzte Einzelwert ist zu vernachlässigen.

Bei der **Multiplikation** und **Division** von Dezimalzahlen kommt es auf den Abgleich der *relativen* Unbestimmtheit (U_r) an. Die relative Unbestimmtheit des Ergebnisses muss im gleichen Bereich liegen wie der größte U_r -Einzelwert.

Beispiel

$4,00$	$\cdot 10^{-2}$	$U_a = 10^{-2}$	$U_r = 10^{-2}/4$	$= 0,25 \%$
$0,555$	$\cdot 10^{-2}$	10^{-3}	$10^{-3}/0,555$	$= 0,18 \%$
$0,0001$	$\cdot 10^{-2}$	10^{-4}	$10^{-4}/10^{-4}$	$= 100 \%$
Produkt: $2,22 \cdot 10^{-10}$				

Das korrekte Ergebnis ist $2 \cdot 10^{-10}$ ($U_r = 50 \%$). Selbst dieser Wert besitzt noch eine größere relative Genauigkeit als der letzte Einzelwert, ist aber akzeptabel. Im Unterschied zur Addition und Subtraktion darf der kleinste Wert beim Multiplizieren und Dividieren natürlich *nicht* weggelassen werden. Vielmehr ist bei einem Ergebnis, das durch multiplikative Verknüpfung von Faktoren zustande kommt, darauf zu achten, dass sich die Einzelwerte nicht zu stark in der Größenordnung unterscheiden.

1.5.3 Anwendungsbeispiele

Titration. In der Maßanalyse ist hauptsächlich der *Volumenfehler* zu berücksichtigen, sodass das Ergebnis von der Ablesegenauigkeit begrenzt wird (optimal 0,1 %, praktisch 0,2–0,3 %).

Beispiel

Berechnetes Ergebnis	123,456 mg
Aufgerundet	123,5 mg ($U_r = 0,08 \%$)

Prozentuale Analysenwerte (*Massenanteil*, s. Abschnitt 4.1: Gehalt und Konzentration) werden in der Literatur gewöhnlich auf zwei Dezimalstellen angegeben. Für Praktikumsanalysen genügt im Allgemeinen eine Stelle.

Beispiel

(angenommener Fehler $\pm 0,1\%$)

1. Angabe 24,3 % $\left(U_r = \frac{0,1 \cdot 100}{24,3} \sim 0,4\% \right)$
2. Angabe 24,35 % $(U_r \sim 0,04\%)$

Präparateausbeute. Auf der Oberschaligen Waage werden Wägungen gewöhnlich nur auf 0,1 g genau ausgeführt. Bei einer Menge von $m = 10$ g ergibt sich ein relativer Fehler von 1 %. Eine Ausbeuteangabe von 72 % ($U_r = 1,4\%$) ist also völlig ausreichend.

Bei **logarithmischen Größen** sind so viele Dezimalstellen wie in der delogarithmierten, nichtexponentiellen Zahl (Numerus) anzugeben.

Beispiel

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 6,6 \cdot 10^{-11} \rightarrow \text{pH} = 10,18$$

