

2 Präanalytik

Unter „Präanalytik“ versteht man im Allgemeinen alle Vorbereitungsschritte, die zur erfolgreichen Durchführung einer instrumentellen analytischen Methode notwendig sind. Dies kann die Zubereitung von Test- bzw. Standard- und Probelösungen betreffen. Die hier im Focus befindlichen Praktika untersuchen in der Regel Flüssigkeiten bzw. Festsubstanzen, die in Lösung gebracht worden sind.

Methoden der Probenvorbereitung (LLE, SPE u.a.) dienen i.d.R. der Aufkonzentrierung der Analyte, der Abtrennung komplexer und für die Spezialanalytik ungeeigneter Matrices. Anreicherungsfaktoren von 1:1000 V/V werden erzielt. Weiterhin erfolgt das Überführen der Analyte, die auch in „schmutzigen“ Matrices (Abwasser, Urin) enthalten sein können, in hochreine Lösungsmittel.

So ist es z.B. von Vorteil, Benzol aus kontaminierten Abwässern mittels SPE abzutrennen (Kapitel 2.7) und danach in einem hochreinen Lösungsmittel aufzunehmen (Ethanol zur Spektroskopie oder zur HPLC), was den UV-spektroskopischen Nachweis signifikant verbessert.

„Spektroskopische Methoden“ (vor allem UV/VIS-Spektroskopie; z.T. auch Fluoreszenz- oder IR- bzw. FTIR-Spektroskopie; deutlich weniger MS oder NMR) sind relativ einfach und schnell zur Reinheitskontrolle einsetzbar – in Bezug z.B. auf die Qualität der organischen Lösungsmittel mit dem Prädikat „zur HPLC“ oder „zur Spektroskopie“. Hier wird meist die UV-Transmission (Durchlässigkeit) der Lösungsmittel hinsichtlich ihrer Eignung als Extraktionsmittel bzw. als mobile Phasen in der Flüssigchromatographie geprüft. Aber auch Analyte der flüssigen Fraktionen aus der LLE oder SPE (s.o.) selbst können schnell anhand charakteristischen Spektren identifiziert werden.

Spektroskopische Methoden dienen auch als Detektoren in den Trenntechniken wie Flüssigchromatographie oder Kapillarelektrophorese und stehen im Kapitel 3, „Instrumentelle & Bioanalytik“ vor allem im Focus.

Herstellen von Lösungen/Standardgemischen

Die hier aufgeführten „Prozeduren“, „Operationen“, „Handhabungen“ basieren auf z.Z. eigenen Erfahrungen und „Gewohnheiten“ – auch viele andere Wege führen i.d.R. zum Ziel! Wir arbeiten z.B. meist mit Glasdosierspritzen (100 µl oder 500 µl bzw. 1 ml). Andere Labore bevorzugen z.B. Eppendorf-Pipetten (s. 2.3).

Zur Herstellung von Referenz- und Probelösungen dienen meist trapezförmige Glaskolben mit kleinen Volumina (5ml, 10ml, 25ml).

Einwaage, Löslichkeitsprobleme, Verdünnungen

Zum Einwiegen einer Referenzsubstanz bzw. Probe sind gut geeichte Analysenwaagen erforderlich. Für Praktikumsversuche sollte der Grundsatz „Nicht so genau wie möglich, sondern so genau wie nötig“ noch tolerierbar sein. Exaktes Arbeiten sollte aber im Vordergrund stehen!

Vor allem ist darauf zu achten, dass die Waage stets sauber gehalten wird und dass keine Substanzpartikel innerhalb des Messinstrumentes sich im Laufe der Zeit ansammeln.

Bei „pastösen“ Proben wie z.B. Vitamin E empfiehlt es sich, mit einem zweiten Spatel zu hantieren, um damit die „zähe“ Substanz vom Probespatel in ein auf der Waage befindliches Becherglas abzustreifen.

Beachtet werden sollte auch die richtige „Kommastelle“, die im mg-Bereich auf dem Display der Waage z.T. nicht sofort klar erkennbar ist.

Für schwierig aufzulösende Referenzsubstanzen bzw. Proben empfiehlt sich neben kräftigem Schütteln eine zusätzliche Behandlung der Probe mit Ultraschall innerhalb von circa 5 bis 10 min – ggf. auch bei etwas erhöhter Temperatur, soweit die Eigenschaften der Substanz das zulassen.

Zur Herstellung entsprechender Verdünnungen von Lösungen sollte die „Sprachregelung“ eindeutig sein. Bei der Bezeichnung „Verdünnung 1:10“ ist nicht ganz klar, ob 1 Teil von insgesamt 10 Teilen gemeint ist oder ob 1 Teil der Lösung A mit 10 Teilen der Lösung B vereinigt werden sollen.

Für das Präparieren einer 10%-igen Probelösung A ist es eindeutig, dass z.B. ein Volumenanteil A und 9 Volumenanteile B (z.B. Wasser) vereinigt werden. In der Regel werden beim Arbeiten mit einem 10-ml-Messkölbchen z.B. 1 ml Lösung A vorgelegt und mit 9 ml Lösung B aufgefüllt. Der Messkolben besitzt eine Ringmarke unterhalb des Glashalses, um Ablesefehler zu vermeiden. Das Auffüllen ist korrekt, wenn der untere Meniskus der Flüssigkeit die Ringmarke tangiert.

Oder einfach und praktisch formuliert: 1g Natriumchlorid (NaCl) gelöst in 10 ml Wasser ergibt auch eine 10%-ige Kochsalz-Lösung.

Pipetten vs. Dosierspritzen

Pipetten (frz. Diminutiv: lateinisch *deminuere* „verringern, vermindern; bzw. von *pipe* „Pfeife“; auch *Saugröhre*, *Saugheber* oder *Stechheber*) sind Laborgeräte zum Dosieren von Flüssigkeiten.

Die klassische Form ist ein Glasröhrchen, das an der Spitze verengt ist und am anderen Ende entweder offen oder durch einen aufgesetzten, dickwandigen Gummiballon (z.B. einen Peleusball) oder eine andere Pipettierhilfe verschlossen ist. Häufig, vor allem im medizinischen Bereich, werden auch Wegwerfartikel aus Kunststoffen verwendet. Technisch aufwendiger sind die sogenannten Mikropipetten. Innerhalb unserer Laborpraktika haben sich Glasdosierspritzen bewehrt, da sie sehr einfach zu handhaben sind und der Füllstand auch visuell schnell eingeschätzt werden kann.

pH-Messung

Der pH-Wert ist ein Maß für den sauren oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung. Er ist der negative dekadische Logarithmus (= *Zehnerlogarithmus*) der Wasserstoffionen-Aktivität und eine dimensionslose Zahl. Es gilt:

$$\text{pH} = -\log_{10} a(\text{H}^+) \quad \text{oder} \quad (2.1)$$

$$a(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}} \quad (2.2)$$

Bei verdünnten Lösungen entspricht der pH-Wert in Näherung dem negativen dekadischen Logarithmus des Zahlenwertes der Stoffmengenkonzentration c der Oxoniumionen (H_3O^+) in Mol pro Liter:

$$\text{pH} = -\log_{10} \left(c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot \frac{1}{\text{mol}} \right) \quad \text{oder} \quad (2.3)$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \frac{\text{mol}}{1} \quad (2.4)$$

Ein pH-Meter oder auch eine pH-Messkette ist ein Messgerät zur Anzeige des pH-Wertes einer Lösung. Dabei wird der Wert auf elektrochemischem Wege bestimmt und nicht über Säure-Base-Indikatoren.

Zwischen 1920 und 1940 wurden die technischen Grundlagen für die pH-Wert-Messung gelegt. So wurde im Jahre 1940 von Jenaer Glas das pH-Meter auf Basis von Wasserstoffelektroden patentiert. Der Einsatz der ersten pH-Meter mit Glaselektroden erfolgte 1935 durch Arnold Beckman. Damit wurde die Zitronensäure-Konzentration bei Zitrusfrüchten gemessen. Beckman verwirklichte auch die Produktion dieser Geräte innerhalb des von ihm gegründeten Unternehmens (National Technical Laboratories; heute: Beckman Coulter).

Das am häufigsten verwendete Messprinzip benutzt das Potenzial einer Glaselektrode, welche auch als pH-Elektrode bezeichnet wird. Eine Halbzellenreaktion an der Glasmembran bildet dort ein elektrisches Potenzial aus, welches in direkter Abhängigkeit zur H^+ -Ionen-Konzentration steht.

Aus der Potenzialdifferenz zur Bezugslektrode entsteht eine Spannung, die weitgehend linear den pH-Wert abbildet. Als Bezugslektrode dient in den meisten Fällen eine Silber-Silberchlorid-Halbzelle, die mit der Glaselektrode zu einer sog. Einstab-Messkette zusammengebaut ist. Die Bezugslektrode ist über ein Diaphragma mit der zu messenden Lösung verbunden, das meist aus Glaschwamm, Keramik oder Platinschwamm ausgeführt ist.

Bei Nichtgebrauch wird die Glaselektrode in einer Kaliumchloridlösung aufbewahrt, um das Diaphragmapotenzialneutral und leitfähig zu halten.

Bei der Messung kann kaum ein belastbarer Strom erzeugt werden. Deshalb muss das Messgerät aus einem Verstärker mit sehr hohem Eingangswiderstand und einem nachgeschalteten Spannungsanzeiger aufgebaut werden.

Zur Kalibrierung muss sowohl der Nullpunkt als auch der Verstärkungsfaktor (Steigung) der Schaltung verstellbar sein. Wegen der geringen Belastbarkeit des Messpotenzials kommt es auch sehr leicht zu Störungen der Messung, (z.B. durch sog. Strömungspotenziale). Verunreinigungen und Auslaugungen des Diaphragmas führen ebenfalls zu Messfehlern. Ferner stellt sich ein stabiler Gleichgewichtsmesswert umso langsamer ein, je geringer die Pufferkapazität des Messgutes ist.

Herstellung von Pufferlösungen

Ein Puffersystem, in der Laborarbeit kurz als Puffer bezeichnet, stellt ein Stoffgemisch dar, dessen pH-Wert sich bei Zugabe einer Base oder einer Säure wesentlich weniger stark ändert im Vergleich zu einem ungepufferten System.

Oder etwas vereinfacht formuliert, eine Pufferlösung kann trotz der Zugabe von Basen oder Säuren den pH-Wert weitestgehend konstant halten. Sie besteht aus einer schwachen Säure und dem dazugehörigem Salz (s. Kapitel 3.14 – 3.21).

Reinigung und Trocknung von Glasgeräten

Saubere Glasgeräte sind das A und O in einem analytischen Labor. Die Reinigung und Trocknung von Bechergläsern, Messzylindern, Pipetten u.a. ist sicher trivial und gehört zu den Routineaufgaben nicht nur von Laboranten; sondern reicht von den Studenten der Anfangssemester bis zu den Absolventen von Bachelor-, Master-, Diplom- und Doktorarbeiten. Auch „praktizierenden“ Professoren sollte diese Tätigkeit nicht unbekannt sein.

Problematischer wird es bei der Reinigung und Trocknung von hochwertigen Dosierspritzen und Maßkolben vor allem mit kleinen Volumina (2, 5, 10, 25 ml). Glasspritzen zur Chromatographie (GC, HPLC, DC) müssen nach Gebrauch möglichst bald gereinigt werden – vor allem wenn pastöse, schlierige und biologische Flüssigkeiten oder auch Materialien, die zum „Verharzen“ und „Verkleben“ neigen, dosiert worden sind. Bei der Wahl der Reihenfolge der Lösungsmittel zur Säuberung muss streng auf deren gute Mischbarkeit geachtet werden. Fettlösliche Proben sollten zuerst z.B. mit Hexan oder Isopropanol und nachfolgend mit Ethanol oder Methanol aus den Spritzen entfernt werden. Hydrophile Lösungen sind gut mit entionisiertem Wasser zu spülen und danach auch mit Alkoholen zu behandeln. Achten Sie darauf, dass die Spritzenkolben nicht vertauscht werden – auch das Nachtrocknen in einem Trockenofen ist nicht zu empfehlen.

Bei kleinen Maßkolben sind vergleichbare Reihenfolgen der Säuberungslösungen anzuwenden. Abschließend sollen die Kölbchen noch mit Aceton gespült werden. Danach ist der Kolben „auf den Kopf“ zu stellen (ca. 30 s), und zwar auf eine saugfähige Unterlage (Filterpapier, Krepp o.ä.), um die letzten Acetontropfen aus dem Glas zu entfernen. Erst danach sollte der Maßkolben in einem Ofen (wir verwenden einen Pizza-Ofen) sozusagen ausgetrocknet werden. Es ist danach zu prüfen, dass keinerlei Wasserspuren im Maßkolben zurückgeblieben sind. Auch winzige Wasserreste im Kolben können nach einer nachfolgenden Befüllung mit Hexan zur Emulsionsbildung o.ä. führen.

2 Präanalytik: Versuch 1

2.1 Löslichkeit von Analyten

2.1.1 Einführung und Zielstellung

Für die Isolierung eines Analyten aus einer Matrix, innerhalb seiner Aufarbeitung (Trennung, Reinigung, Anreicherung) sowie zur flüssigchromatographischen Analyse ist die Löslichkeit eine ganz wichtige Eigenschaft.

Man unterscheidet u.a. zwischen polaren und unpolaren sowie zwischen hydrophilen und hydrophoben Stoffen.

Dies gilt auch für die Trennmaterien (stationäre Phasen), die in der Festphasenextraktion (s. Versuche 2.6 und 2.7) oder Flüssigchromatographie (s. Versuche 3.1 und 3.3) eingesetzt werden.

Ziel des Versuches ist, die Löslichkeit verschiedener Analyte in Wasser, Hexan und Ethanol zu prüfen und Korrelationen zwischen der Analytstruktur und Löslichkeit herzustellen. Diese Kenntnisse sind auch auf die Interpretation der Untersuchungen zur Benetzbarkeit von Trennmaterien und zu ihrem Absinkverhalten in diesen Lösungsmitteln (s. Versuch 2.2) anzuwenden.

2.1.2 Materialien und Methoden

2.1.2.1 Materialien und Zubehör

- Reagenzgläser mit Schliff und Stopfen
- Bechergläser, Dosierspritzen
- Abfallbehältnisse (Waste)
- Spatel, Schöpfer
- Laborhandschuhe
- Hexan zur Spektroskopie
- Methanol, Ethanol zur HPLC
- entionisiertes Wasser
- Glycin, Toluol, Coffein, Acetylsalicylsäure, Lactose, Vitamin E,
- Citronensäure, Vitamin C, Naphthalin, Phenylalanin,
- Saccharose, Fructose, Paracetamol, Nitrobenzol

2.1.2.2 Ausgewählte Analyte

Das Praktikum kann mit zwei Studentengruppen durchgeführt werden. Die nachstehende Tabelle enthält ausgewählte 2 Gruppen von Analyten, die hinsichtlich ihrer Löslichkeit in Hexan, Ethanol und Wasser ausgewertet werden.

Tabelle 1A (Gruppe A)

Substanz	Lösungsmittel	Substanz	Lösungsmittel
Glycin	Wasser Hexan EtOH	Lactose	Wasser Hexan EtOH
Toluol	Wasser Hexan EtOH	Vitamin E	Wasser Hexan EtOH
Coffein	Wasser Hexan EtOH	Citronensäure	Wasser Hexan EtOH
Acetylsalicylsäure	Wasser Hexan EtOH	Vitamin C	Wasser Hexan EtOH

Tabelle 1B (Gruppe B)

Substanz	Lösungsmittel	Substanz	Lösungsmittel
Naphthalin	Wasser Hexan EtOH	Fructose	Wasser Hexan EtOH
Vitamin C	Wasser Hexan EtOH	Vitamin E	Wasser Hexan EtOH
Phenylalanin	Wasser Hexan EtOH	Paracetamol	Wasser Hexan EtOH
Saccharose	Wasser Hexan EtOH	Nitrobenzol	Wasser Hexan EtOH

2.1.2.3 Versuchsdurchführung

Die Gruppe A bearbeitet die Substanzen der Tabelle 1A; die Praktikumsgruppe 1B die in Tabelle 1B enthaltenen Materialien.

Die Reagenzgläser (Schliff und Stopfen) sind jeweils mit 3 ml Wasser, Hexan oder Methanol/Ethanol zu füllen. Mittels Spatel, Schöpfer sind ca. 300 mg Feststoff („kleine Spatelspitze“) hinzuzugeben und zu schütteln.

Dabei müssen Gummihandschuhe getragen werden und es ist darauf zu achten, dass die Stopfen auch dicht sind!

Flüssigkeiten wie z.B. Benzol sind mittels Dosierspritze in die gefüllten Reagenzgläser zu applizieren (Volumen: 300 µl). Vorsicht! – Benzol ist giftig!

Die erhaltenen „Reagenzglasmischungen“ sind visuell auszuwerten. Dabei sollen Löslichkeiten/Nichtlöslichkeiten, Emulsionsbildungen sowie die Art der Benetzung und das Absinkverhalten (Sedimentation) interpretiert werden.

2.1.3 Versuchsergebnisse (Auswahl)

Anhand einiger Beispiele aus diesen Versuchen sollen einfache Zusammenhänge zwischen der Struktur einer Substanz und seinem Löseverhalten in den unterschiedlich polaren Lösungsmitteln (Wasser – Ethanol – Hexan) dargestellt und interpretiert werden.

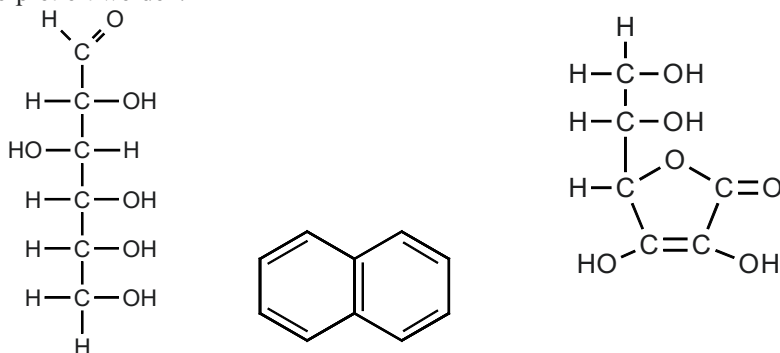


Abb. 2.1.1 Glucose **Abb. 2.1.2** Naphthalin **Abb. 2.1.3** Vitamin C

Abbildung 2.1.1 zeigt die Struktur des monomeren Zuckers Glucose. Diese Hexose besitzt polare OH-Gruppen, die der Verbindung ihren hydrophilen Charakter verleihen. Glucose ist damit sehr gut in Wasser löslich und auf Grund fehlender hydrophober Gruppen nicht löslich in Hexan.

Überprüfen Sie selbst, ob und wie gut sich die Glucose im Ethanol löst!

In der Abbildung 2.1.2 ist der aromatische Kohlenwasserstoff Naphthalin dargestellt. Polare Gruppen sind im Molekül nicht vorhanden, sodass nur eine sehr geringe oder keine Wasserlöslichkeit vorliegt. Dagegen wird das Molekül durch die C-H- und C-H₂-Gruppierungen geprägt, sodass eine gute Löslichkeit in Hexan vorausgesagt werden kann. Literaturhinweise und eigene Erfahrungen belegen allerdings, dass größere polycyclische Aromaten (PAKs) wie das Benzo(a)pyren schlechter in Hexan löslich sind. Hier können mit Dichlormethan die PAKs in Lösung gebracht werden.

Anschauliche Vergleiche hinsichtlich ihrer Löslichkeit bieten wasser- und fettlösliche Vitamine. Die Ascorbinsäure (Vitamin C, Abb. 2.1.3) zeichnet sich durch hydrophile (wasserliebende) OH-Gruppen aus. Ohne dies zu testen, wissen wir um die gute Wasserlöslichkeit sowohl von Zuckern als auch von Vitamin C.

Trotzdem soll die Löslichkeit getestet werden – vor allem auch in Ethanol.

Die Struktur von Vitamin E zeigt die Abbildung 2.1.4. Dieses fettlösliche bzw. lipophile Vitamin besteht aus 4 sogenannten Tocopherol-Species. Das Molekül wird durch die lange hydrophobe Alkylkette geprägt, was eine gute Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln erwarten lässt. Führen Sie auch die Löseversuche von Vitamin E in Ethanol und Wasser durch – notieren Sie ihre Beobachtungen und interpretieren Sie die Ergebnisse.

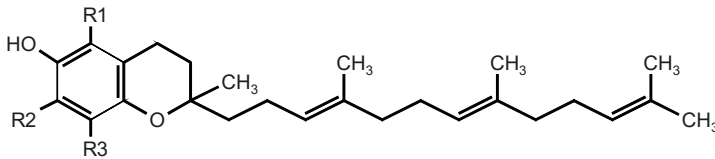


Abb. 2.1.4 Vitamin E (Tocopherole)

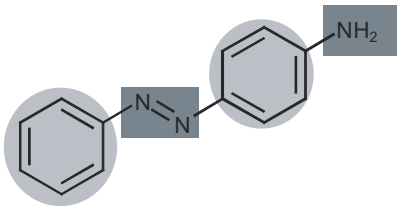


Abb. 2.1.5 4-Aminoazobenzol

Der Analyt 4-Aminoazobenzol (s. Abb. 2.1.5) besitzt in seiner Struktur sowohl polare (Aminogruppe: -NH_2 , Azogruppe: -N=N-) als auch unpolare Molekülbereiche (2 Phenylringe). Deshalb ist es besonders interessant, in welchen Flüssigkeiten er gut bzw. weniger gut löslich ist. Andererseits ist das Experimentieren mit diesem Farbstoff problematisch, da er bedingt durch eine gewisse Giftigkeit und vor allem aufgrund des intensiven Färbens von Materialien und Gegenständen während der Experimente nicht besonders geeignet ist.

Nach unseren Experimenten ist 4-Aminoazobenzol nur wenig in Wasser löslich, aber sehr gut in Ethanol. Dieser Alkohol weist in seiner Molekülstruktur die unpolare $\text{CH}_3\text{-CH}_2$ -Gruppierung und die polare OH-Gruppe auf. Somit sind die Polaritäten von Lösungsmittel und Farbstoff ähnlich („Gleiches löst sich im Gleichen“).

2.1.3 Wissenswertes zum Versuch

2.1.3.1 Lösungsmittel (oder auch Lösemittel)

Ein Lösungsmittel ist eine Flüssigkeit, die Gase, andere Flüssigkeiten oder Feststoffe lösen kann, ohne dass es dabei zu chemischen Reaktionen zwischen gelöstem Stoff und lösender Flüssigkeit kommt.

2.1.3.1.1 Löslichkeit

Die Löslichkeit eines Stoffes gibt an, ob und in welchem Umfang ein Reinstoff in einem Lösungsmittel gelöst werden kann.

Sie bezeichnet also die Eigenschaft eines Stoffes, sich unter homogener Verteilung (als Atome, Moleküle oder Ionen) mit dem Lösungsmittel zu vermischen. Meist ist das Lösungsmittel eine Flüssigkeit.

Es gibt aber auch feste Lösungen, wie z.B. Legierungen, Gläser, keramische Werkstoffe und dotierte Halbleiter.

Bei der Lösung von Gasen in Flüssigkeiten bezeichnet der Begriff „Löslichkeit“ einen Koeffizienten, der die im Diffusionsgleichgewicht mit dem Gasraum in der Flüssigkeit gelöste Gasmenge bezogen auf den Druck des Gases angibt.

2.1.3.1.2 Grundsatz der Löslichkeit

Es gilt „Gleiches löst Gleiches“ oder „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“ (lat.: *similia similibus solvuntur*)!

2.1.3.1.3 Aprotisch-unpolare Lösungsmittel

Ein Alkan ist unpolar. Die Wasserstoffatome sind alle gleich fest an die Kohlenstoffkette gebunden und können daher als Protonen nur sehr schwer und unter Bildung ihrerseits sehr reaktiver Carbanionen abdissoziieren.

Dies macht alle Stoffe dieser Gruppen ineinander leicht löslich, sie sind sehr lipophil (fettliebend“) und sehr hydrophob (gr.: *hydro*: Wasser; *phobos*: Furcht); ergibt: „wassermeidend“. Aber nicht nur Wasser kann sich nicht lösen, sondern alle anderen stark polaren Stoffe auch nicht, wie z.B. kurzkettige Alkohole, Chlorwasserstoff oder Salze.

In der Flüssigkeit werden die Teilchen lediglich von Van-der-Waals-Kräften zusammengehalten.

2.1.3.1.4 Aprotisch-polare Lösungsmittel

Ist das Molekül jedoch asymmetrisch substituiert, besonders mit stark polarisierenden funktionellen Gruppen wie der Carbonylgruppe, so weist das Molekül ein Dipolmoment auf. Zwischen-molekular tritt nun elektrostatische Anziehung dauerhafter Dipole zu den immer noch vorhandenen, aber total überlagerten Van-der-Waals-Kräften hinzu.

Dies hat eine wesentliche Erhöhung des Siedepunktes zur Folge, in vielen Fällen eine Verschlechterung der Mischbarkeit mit unpolaren Lösungsmitteln sowie eine Verbesserung der Löslichkeit von und in polaren Stoffen. Beispiele sind Ether, Ester, Säureanhydride und Ketone (Aceton).

2.1.3.1.5 Protisch-polare Lösungsmittel

Sobald ein Molekül über eine funktionelle Gruppe verfügt, aus der Wasserstoffatome im Molekül als Protonen abgespalten werden können (Dissoziation), spricht man von einem protischen Lösungsmittel.

Das wichtigste protische Lösungsmittel ist Wasser, das (vereinfacht) in ein Proton und ein Hydroxid-Ion dissoziiert.

Weitere protische Lösungsmittel stellen z.B. Alkohole und Carbonsäuren dar. Hier erfolgt die Abspaltung des Protons immer an der OH-Gruppe, da der elektro-negative Sauerstoff die entstehende negative Ladung gut aufnehmen kann.

Polar protische Lösungsmittel lösen ihrerseits Salze, die dann in Anionen und Kationen dissoziieren können. Ebenso ist die Löslichkeit polarer Verbindungen gut, dagegen ist die Löslichkeit unpolarer Verbindungen gering.

2.1.6 Empfehlungen zur Versuchsauswertung (Auswahl)

- 1) Was sind hydrophile und hydrophobe Stoffe? Nennen Sie je zwei Vertreter!
- 2) Zeichnen Sie die Struktur von Glucose, Benzol, Naphthalin, Hexan und Ethanol.
- 3) Welche unterschiedlichen Gruppierungen enthalten Butanol, 4-Aminoazobenzol und Nitrobenzol? Wie unterscheiden sich diese Gruppierungen?
- 4) Was sind Fettsäuren und Fette?
- 5) Was bedeutet „Similia similibus solvuntur“?
- 7) Erklären Sie die Sedimentation von Partikeln.

2.1.7 Informationsquellen

- 1) Schwedt G (1995) Analytische Chemie: Grundlagen, Methoden und Praxis, Georg Thieme, Stuttgart
- 2) Harris C, Werner G (1994) Lehrbuch der Quantitativen Analyse, Vieweg
- 3) Gey MH (2008) Instrumentelle Analytik und Bioanalytik, Springer, Berlin
- 4) Gey MH (2015) Instrumentelle Analytik und Bioanalytik, Springer, Berlin



<http://www.springer.com/978-3-662-54122-7>

Instrumentelles und Bioanalytisches Praktikum

Gey, M.H.

2017, XVII, 309 S. 304 Abb., Softcover

ISBN: 978-3-662-54122-7