



EUROPA-FACHBUCHREIHE
für Berufe im Gesundheitswesen

Medizinisches Labor

9. überarbeitete Auflage

VERLAG EUROPA-LEHRMITTEL · Nourney, Vollmer GmbH & Co. KG
Düsselderger Straße 23 · 42781 Haan-Gruiten

Europa-Nr.: 66612

Autorin:

Edeltraud Wolf, Nürtingen
Unter Mitarbeit von Barbara Jost, Breitenbach/Schweiz

Verlagslektorat:

Tanja Löhr-Michels

Bildbearbeitung:

Verlag Europa-Lehrmittel Ostfildern

9. Auflage 2021

Druck 5 4 3 2 1

Alle Drucke derselben Auflage sind parallel einsetzbar, da sie bis auf die Korrektur von Druckfehlern identisch sind.

ISBN 978-3-8085-6925-2

Alle Rechte vorbehalten. Das Werk ist urheberrechtlich geschützt. Jede Verwertung außerhalb der gesetzlich geregelten Fälle muss vom Verlag schriftlich genehmigt werden.

© 2021 by Verlag Europa-Lehrmittel, Nourney, Vollmer GmbH & Co. KG, 42781 Haan-Gruiten
www.europa-lehrmittel.de

Umschlag: tiff.any GmbH, 10999 Berlin
Umschlagfoto: Edeltraud Wolf, Nürtingen
Layout: Grafische Produktionen Neumann, 97222 Rimpar
Druck: Himmer GmbH, 86167 Augsburg

Vorwort

Das Buch **Medizinisches Labor** bietet ein umfassendes Themenspektrum, das in folgenden Ausbildungsberufen eingesetzt werden kann:

- in der Ausbildung zur Medizinischen Fachangestellten
- in Berufsfachschulen und Berufskollegs Gesundheit
- in der Grundstufe zur Ausbildung zu medizinisch-technischen Assistentinnen und Assistenten
- für Wiedereinsteigerinnen in den Beruf der Medizinischen Fachangestellten

Nach Bearbeitung der grundlegenden Themenbereiche (Kapitel 1-4) können die anderen Kapitel – lernfeldflexibel – in beliebiger Reihenfolge behandelt werden. Die Liste „Lernfelder und Laboruntersuchungen“ auf S. 280 gibt Anregungen für die Unterrichtsgestaltung im Rahmen der Lernfelder.

Der Weg von der Probengewinnung bis zum Erhalt eines Laborbefundes wird unter Berücksichtigung der Vorgaben der „**Richtlinie zur Qualitätssicherung laboratoriumsmedizinischer Untersuchungen der Bundesärztekammer**“ (Rili-BÄK) in der aktuellen Fassung von 2019 ausführlich erläutert.

Inhaltlicher Aufbau des Buches

- Das erste Kapitel des Buches umfasst die **Grundlagen zur Chemie, Physik und Physiologie**.
- Es folgen Erläuterungen zur räumlichen und gerätetechnischen **Ausstattung eines medizinischen Labors**.
- Verhaltensanforderungen und Vorschriften bezüglich **Hygiene, Desinfektion, Sterilisation und Arbeitssicherheit** schließen sich an.

Die Laboruntersuchungen sind unterteilt in **Harn- und Blutuntersuchungen** sowie **weitere Untersuchungen**, wie beispielsweise immunologische Schnelltests. Jedes Teilkapitel liefert:

- die klinische Bedeutung des Laborwerts
- Referenzwerte
- eine reich bebilderte Anleitung zur Testdurchführung
- eine tabellarische Auflistung der Fehlermöglichkeiten
- Maßgaben zur Bewertung der Untersuchungsergebnisse.

Didaktische Struktur des Buches

- Jedes Kapitel wird durch **praxisrelevante Fragen** und **handlungsorientierte Aufgaben**, in Form von **integrierten Arbeitsblättern**, abgeschlossen.
- Im Kapitel „**Fit für die Prüfung**“ können die Schülerinnen anhand praktischer Beispiele ihr Wissen testen.
- An die Liste „Lernfelder und Laboruntersuchungen“ schließen sich eine **Auflistung der Referenzwerte, Umrechnungstabellen für Maßeinheiten, Fachbegriffe** und ihre Erklärungen sowie ein ausführliches **Sachwortverzeichnis** an.

Neu in der 9. Auflage

In der vorliegenden 9. Auflage ist berücksichtigt, dass die Arbeit im medizinischen Labor einem immer schneller voranschreitenden Wandel unterliegt. In allen Kapiteln des Buches wurden die aktuellen Vorschriften und wichtige Neuerungen berücksichtigt. Neu hinzugekommen ist u. a. die **Testung auf COVID-19 (Corona-Test)**.

Wir wünschen Ihnen viel Freude und Erfolg bei der Bearbeitung und Vertiefung der für die erfolgreiche Arbeit im medizinischen Labor erforderlichen Fachkenntnisse. Hinweise und Ergänzungen, die zur Weiterentwicklung des Buches beitragen, nehmen wir gerne per E-Mail (lektorat@europa-lehrmittel.de) entgegen.

Inhaltsverzeichnis

1	Chemisch-physikalische und physiologische Grundlagen	7	2.3.6	Zählkammern	49
1.1	Bau der Stoffe	7	2.3.7	Weitere Laborgeräte	50
1.1.1	Atom, Atombau	7	2.4	Fragen und Aufgaben: Alles klar?	51
1.1.2	Molekül, Molmasse, Ion, Isotop	8	3	Verhaltensanforderungen bei der Laborarbeit	57
1.1.3	Elemente, Periodensystem der Elemente	10	3.5	Sicherheit am Arbeitsplatz	57
1.1.4	Reinstoffe, Stoffgemische	12	3.6	Hygienevorschriften	59
1.2	Physikalische Trennverfahren	14	3.7	Desinfektion	61
1.2.1	Sedimentation	14	3.7.1	Hautdesinfektion	61
1.2.2	Zentrifugation	15	3.7.2	Hygienische Händedesinfektion	61
1.2.3	Filtration	15	3.7.3	Reinigung und Desinfektion von Laborgeräten	62
1.2.4	Weitere Trennungsarten	15	3.7.4	Flächendesinfektion	64
1.3	Lösungen	16	3.7.5	Hygieneplan	65
1.3.1	Arten von Lösungen	16	3.8	Sterilisation	66
1.3.2	Konzentrationsangaben von Lösungen	17	3.8.1	Sterilisationsverfahren	66
1.4	Diffusion und Osmose	18	3.8.2	Qualitätssicherung bei der Aufbereitung von Medizinprodukten . .	67
1.5	Säuren, Basen und Salze	20	3.9	Entsorgung von Materialien	70
1.6	pH-Wert	22	3.10	Gefährdungen im Labor	71
1.7	Indikatoren	23	3.10.1	Kennzeichnung von Gefahrstoffen	71
1.8	Enzyme	23	3.10.2	Maßnahmen bei Laborunfällen	72
1.9	Fragen und Aufgaben: Alles klar?	25	3.11	Fragen und Aufgaben: Alles klar?	74
2	Der medizinisch-technische Arbeitsraum Labor	31	4	Von der Probennahme zum Laborbefund	81
2.1	Räumliche Voraussetzungen und Ausstattung	31	4.1	Verschiedene Arten von Laboruntersuchungen oder Laborbestimmungen	81
2.2	Technische Laborgeräte	33	4.1.1	Qualitative Bestimmungen	81
2.2.1	Zentrifuge	33	4.1.2	Semiquantitative Bestimmungen	81
2.2.2	Mikroskop	34	4.1.3	Quantitative Bestimmungen	81
2.2.3	Fotometer	37	4.2	Diagnostischer Prozess	82
2.2.4	Ionenaustauscher	40	4.2.1	Fallbeispiel	82
2.2.5	Wasserstrahlpumpe	40	4.2.2	Qualitätssicherung – Ziel und rechtliche Grundlagen	83
2.3	Sonstige Laborhilfsmittel	41	4.3	Präanalytik	85
2.3.1	Glasgeräte	41	4.3.1	Vorbereitung des Patienten	85
2.3.2	Pipetten	43	4.3.2	Verschiedene Probenmaterialien	85
2.3.3	Pipettierhilfen	44			
2.3.4	Kolbenhubpipetten und Dosierhilfen . .	46			
2.3.5	Artikel aus Kunststoff und Einmalartikel	48			

4.3.3	Wahl des richtigen Probenmaterials . . .	88	6	Hämatologische Untersuchungen	164
4.3.4	Probengefäße und Zusätze	89	6.1	Hämatokritwert (Hk oder Hkt)	165
4.3.5	Gewinnung des Probenmaterials	90	6.1.1	Hämatokritwertbestimmung mit externem Auswertegerät	165
4.3.6	Lagerung und Konservierung von Probenmaterial	100	6.1.2	Hämatokritwertbestimmung mit der Mikrozentrifuge	167
4.3.7	Transport und Versand von Probenmaterial	102	6.2	Hämoglobinbestimmung	168
4.3.8	Probenverteilung und Vorbereitung für die Analyse	103	6.3	Fotometrische Erythrozytenbestimmung	171
4.4	Analytik	104	6.4	Zellzählungen	173
4.4.1	Einteilung der Laboruntersuchungen .	104	6.4.1	Leukozytenzählung	179
4.4.2	Referenzbereiche und SI-Einheiten . .	104	6.4.2	Thrombozytenzählung	182
4.4.3	Qualitätssicherung der Analytik	105	6.4.3	Erythrozytenzählung	184
4.4.4	Störfaktoren, Einflussgrößen und allgemeine Fehlerquellen	114	6.5	Automatische Zellzahlbestimmung . .	187
4.5	Postanalytik	115	6.6	Berechnung der Erythrozytenmerkmale bzw. -indizes	188
4.5.1	Laborspezifische Beurteilung der Analysenergebnisse	115	6.6.1	MCH	188
4.5.2	Übermittlung der Ergebnisse	115	6.6.2	MCV	189
4.5.3	Medizinische Beurteilung der Laborbefunde	115	6.6.3	MCHC	189
4.5.4	Qualitätssicherung von qualitativen Laboruntersuchungen	116	6.7	Differenzialblutbild	191
4.6	Fragen und Aufgaben: Alles klar?	118	6.7.1	Anfertigung von Blutausstrichen	191
5	Harnuntersuchungen	128	6.7.2	Färbung von Blutausstrichen	194
5.1	Allgemeine Beurteilung des Harns . . .	128	6.7.3	Mikroskopische Auswertung des Blutausstriches	197
5.1.1	Harnmenge	128	6.8	Retikulozytenzählung	207
5.1.2	Harnfarbe und -durchsichtigkeit	129	6.9	QBC AUTOREAD Plus	207
5.1.3	Harngeruch	130	6.10	Fragen und Aufgaben: Alles klar?	212
5.2	Chemische Harnuntersuchungen	130	7	Weitere Untersuchungen	227
5.2.1	Mehrfachteststreifenuntersuchungen	131	7.1	Klinisch-chemische Bestimmungen . .	227
5.2.2	Albumin/Kreatinin	138	7.1.1	Klinische Bedeutung einiger Parameter	228
5.3	Mikroskopische Untersuchung des Harns	140	7.1.2	Oraler Glukosetoleranztest	234
5.3.1	Herstellung und mikroskopische Beurteilung des Sediments	140	7.1.3	Trockenchemische Bestimmungen allgemein	236
5.3.2	Sedimentbestandteile	142	7.1.4	Trockenchemische Bestimmung der Glukose	237
5.3.3	Mikroskopische Untersuchung des Harns mit Zählkammermethoden	148	7.1.5	Glukosebestimmung an Kleingeräten	240
5.4	Bakteriologische Untersuchung des Harns	151	7.1.6	HbA1c	242
5.4.1	Keimzahlbestimmung	151	7.2	Immunologische Schnelltests	243
5.4.2	Hemmstofftest	154	7.2.1	Test auf Mikroalbuminurie	245
5.4.3	Resistenzbestimmung	155	7.2.2	Streptokokken-A-Test	247
5.5	Fragen und Aufgaben: Alles klar?	156			

7.2.3	Corona-Test	248	8	Fit für die Prüfung	280
7.2.4	Chlamydien-Test	251	8.1	Lernfelder und Laboruntersuchungen	280
7.2.5	Schwangerschaftstest	252	8.2	Ein Fall aus der Praxis.	281
7.2.6	Troponin-Test.	253	8.3	Laboruntersuchungen auf einen Blick	283
7.2.7	D-Dimer-Test	254	8.4	Referenzbereiche	288
7.2.8	CRP-Test semiquantitativ	254	8.4.1	Referenzbereiche für Blutbestandteile	288
7.2.9	CRP-Latex-Test.	255	8.4.2	Referenzbereiche für Harn.	289
7.2.10	RF-Latex-Test	257	8.5	Berechnungen	289
7.2.11	ASO-Latex-Test	257	8.6	Ausschnitt aus der Richtlinie der Bundesärztekammer	292
7.3	Sonstige Untersuchungen.	258	8.7	Fachbegriffe.	293
7.3.1	CRP-Test quantitativ	258		Anhang.	298
7.3.2	Blutkörperchensenkungs- geschwindigkeit	260		Bildquellen- und Firmenverzeichnis.	300
7.3.3	Gerinnungsuntersuchungen	263		Sachwortverzeichnis	302
7.3.4	Laboruntersuchungen in der Präventionsmedizin	268			
7.4	Fragen und Aufgaben: Alles klar?	271			

1 Chemisch-physikalische und physiologische Grundlagen

Bitte keine Berührungsängste mit diesem Kapitel! Sie haben hier kein „verkapptes“ Chemiebuch in der Hand! Als engagierte Praxismitarbeiterin interessieren Sie sich für medizinische Themen. Wie Sie wissen, zählt die Medizin genauso zu den Naturwissenschaften, wie beispielsweise die Chemie, Physik oder die Biologie. Viele Vorgänge im menschlichen Organismus laufen nach naturwissenschaftlichen Gesetzmäßigkeiten ab; und um sie zu verstehen, ist ein gewisses Maß an diesen chemisch-physikalischen Grundkenntnissen notwendig. Die hier vorgestellten Grundlagen sind quasi der Schlüssel zu weiterführendem Verständnis. Viele Sachverhalte in der Arztpraxis bzw. im ärztlichen Labor bauen auf diesen Grundinformationen auf. Sie sind somit Basis für eine optimale Arbeit im medizinischen Bereich. Nutzen Sie das Angebot!

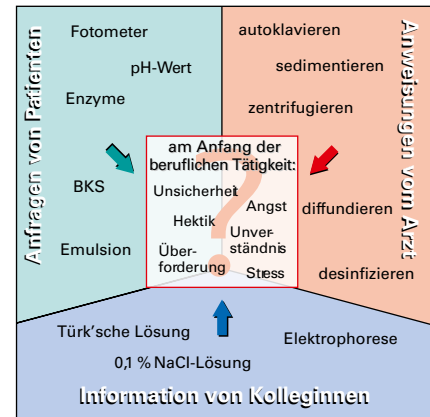


Abb. 1: *Aller Anfang ist schwer!*

1.1 Bau der Stoffe

1.1.1 Atom, Atombau

Atome sind die kleinsten Grundbausteine eines Stoffes und lassen sich durch chemische Verfahren nicht weiter aufteilen. Sie sind unglaublich klein, können aber mit bestimmten Geräten sichtbar gemacht werden. Um sich den Bau eines Atoms besser vorstellen zu können, gibt es Modellvorschläge. Das Bohr'sche Atommodell ist das bekannteste Modell.

Bohr'sches Atommodell

Ein Atom besteht aus einem **Atomkern** und einer **Atomhülle**. Im Atomkern befinden sich **Protonen** (p^+), Teilchen, die positiv geladen sind, und **Neutronen** (n), die ladungsneutral sind. In der Atomhülle hingegen bewegen sich die negativ geladenen **Elektronen** (e^-) auf bestimmten Bahnen, die **Elektronenschalen** genannt werden, um den Atomkern. Diese Schalen werden von innen nach außen mit Elektronen gefüllt. Die nebenstehende grafische Darstellung verdeutlicht den Atomaufbau (s. Abb. 2). Trotz der unterschiedlichen Ladungsverteilung (im Kern positiv und in der Hülle negativ) ist das Atom nach außen hin elektrisch neutral, da die Anzahl der Protonen der der Elektronen entspricht. So ergibt sich folgende Modellvorstellung vom Atomaufbau, hier am Beispiel eines Kohlenstoffatoms (s. Abb. 3).

Dass das vorgestellte Kohlenstoffatom sechs Elektronen, sechs Protonen und sechs Neutronen enthält, erkennt man an seinem Platz im **Periodensystem der Elemente** (PSE) (vgl. Kapitel 1.1.3, S. 10). Durch den festen Platz im Periodensystem, über den jedes Element verfügt, kann der Atomaufbau exakt nachvollzogen werden.

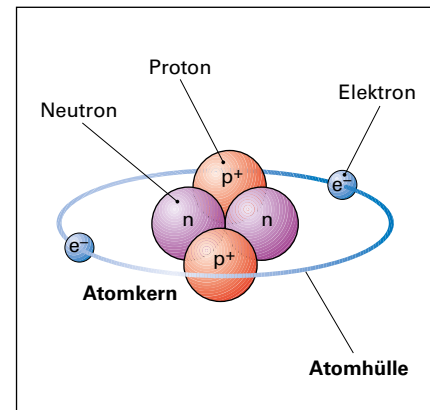


Abb. 2: *Schematischer Atomaufbau*

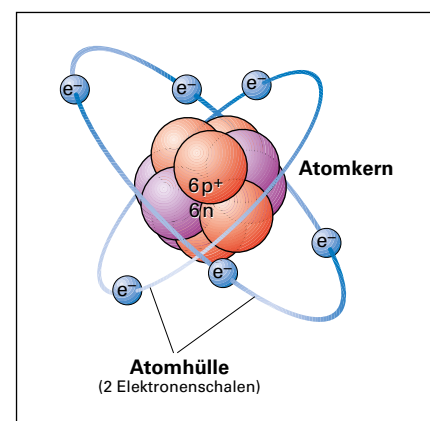


Abb. 3: *Aufbau eines Kohlenstoffatoms*



- Atom:**
- Es ist das kleinste Teilchen eines Elements.
 - Es besteht aus Atomkern und Atomhülle.
 - Es ist elektrisch neutral.
 - Im Atomkern befinden sich Protonen und Neutronen.
 - In der Atomhülle befinden sich Elektronen.

1.1.2 Molekül, Molmasse, Ion, Isotop

Schließen sich zwei oder mehrere Atome zu einem Verbund zusammen, spricht man von einem **Molekül**. Die **Summenformel** gibt Auskunft über den Aufbau eines Moleküls, d. h. über seine genaue atomare Zusammensetzung. Das bekannteste Molekül ist sicher das Wassermolekül. In der Summenformel ausgedrückt spricht man von H_2O . Die in der Summenformel enthaltenen, nach unten gesetzten Zahlen geben die Anzahl der sich im Molekül befindlichen Atome an und beziehen sich immer auf das direkt davor stehende Element. Für den Molekülaufbau bedeutet dies, dass ein Wassermolekül aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom besteht.

Die **Strukturformel** (s. Abb. 1) stellt die räumliche Anordnung aller Atome eines Moleküls dar. In Abbildung 1 ist zu sehen, dass Wasser ein gewinkeltes, aus drei Atomen bestehendes Molekül ist.

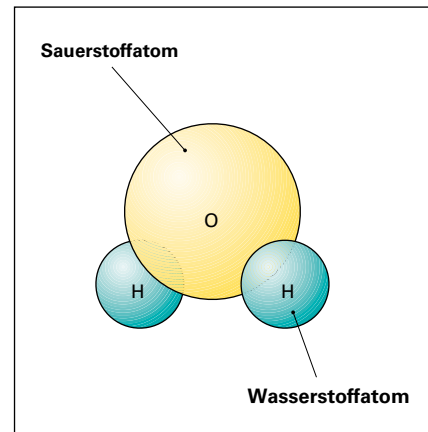


Abb. 1: Strukturformel von H_2O



Molekül: Zusammenschluss von zwei oder mehr Atomen

Wenn man wissen möchte, wie schwer ein solches Molekül ist, kann man seine **Molekülmasse** berechnen. Sie ergibt sich aus der Summe aller am Molekül beteiligten Atome und deren individuellem Gewicht. Das Gewicht jedes einzelnen Atoms steht im Periodensystem (PSE) und wird in der Einheit **u** angegeben. Das Molekül Wasser hat eine **Molekülmasse** von 18 u. Dies ergibt sich aus den Massenzahlen von H und O, die über dem Elementsymbol im PSE stehen (s. Abb. 1, S. 10).

Das Molekül besteht aus:

2 Wasserstoffatomen	→	Masse von H = 1 u	→	2 · 1 u = 2 u
1 Sauerstoffatom	→	Masse von O = 16 u	→	<u>1 · 16 u = 16 u</u>
Summenformel von Wasser: H_2O			Molekülmasse = <u>18 u</u>	

Abb. 2: Berechnung der Molekülmasse von Wasser

Ein Molekül, ein Teilchen H_2O , wiegt demnach 18 u. Wie viele Moleküle Wasser wiegen aber 18 g? Man hat festgestellt, dass das genau $6,023 \cdot 10^{23}$ Moleküle sind.

Diese Teilchenzahl, mit der man eine Masse mit der Einheit u in eine Masse mit der Einheit g umrechnet, nennt man **Mol**.



Mol: $6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen eines Stoffes
Atommasse: Gewicht eines Atoms in u
Molekülmasse: Summe aller Atommassen in einem Molekül in u
Molmasse: Masse von 1 Mol Teilchen in Gramm (Einheit: g/mol)

Bei einem Atom entspricht die Anzahl der positiv geladenen Protonen im Kern genau der Anzahl der negativ geladenen Elektronen in der Atomhülle. Damit ist das Atom, als Ganzes gesehen, elektrisch neutral. Atome haben das Bestreben, die äußerste Elektronenschale meist mit acht Elektronen zu besetzen. Um dieses zu erreichen, geben sie Elektronen ab oder nehmen welche auf.

Durch eine **chemische Reaktion** kann das Atom Elektronen verlieren oder neue hinzugewinnen, wodurch sich die Ladungsverteilung ändert. Man spricht dann von einem **Ion**. Gibt ein Atom beispielsweise ein Elektron aus seiner Hülle ab, überwiegt die positive Ladung der Protonen im Kern. Das Atom wird zu einem Ion mit positiver Ladung (**Kation**). Nimmt ein Atom umgekehrt ein Elektron auf, überwiegt jetzt die negative Ladung und das Ion ist einfach negativ geladen. Man spricht dann von einem **Anion**.



Ion: Geladenes Teilchen
Anion: Negativ geladenes Teilchen
Kation: Positiv geladenes Teilchen

Wie in Abbildung 1 zu erkennen ist, befindet sich auf der äußersten Elektronenschale des Natriumatoms ein Elektron. Jedes Atom ist bestrebt, eine komplette äußerste Elektronenschale mit acht Elektronen zu haben. Durch eine chemische Reaktion kann das Natriumatom dies erreichen. Da es für das Natriumatom einfacher ist, ein Elektron abzugeben, als sieben weitere aufzunehmen, überwiegt nun die positive Ladung im Kern. Das Natriumatom ist daher einfach positiv geladen: **Na⁺**. Es ist zum **Natriumion** geworden.

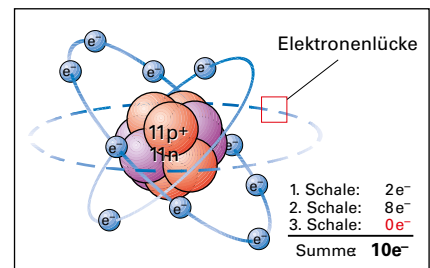


Abb. 1: Aufbau Na-Ion

Ähnlich verhält es sich beim Chloratom. Allerdings besitzt es, im Gegensatz zum Natriumatom, schon sieben Elektronen auf der äußersten Schale. Was liegt näher, als ein weiteres Elektron dazu zu bewegen, sich auf der äußersten Schale niederzulassen? Das Chloratom nimmt ein Elektron zusätzlich auf. Dadurch überwiegt eine negative Ladung. Das Chloratom wird zum **Chlorion**. Man spricht jetzt von **Cl⁻** (s. Abb. 2).

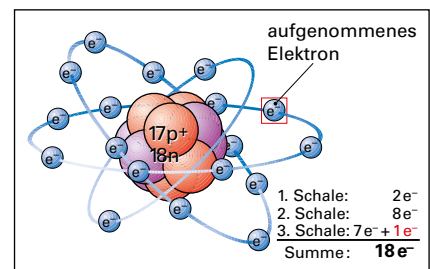


Abb. 2: Aufbau Cl-Ion

Als **Isotope** bezeichnet man Atome des gleichen Elements mit gleicher Protonenzahl (positiv geladene Teilchen im Kern), gleicher Elektronenzahl (negativ geladene Teilchen in der Atomhülle), aber unterschiedlicher Neutronenzahl (ladungsfreie Teilchen im Kern). Die Isotope eines Elements haben somit eine unterschiedliche Atommasse.

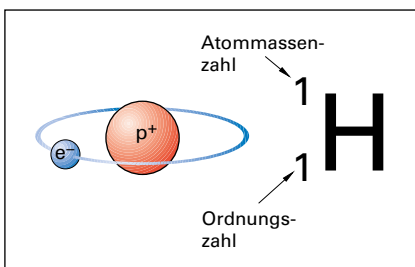


Abb. 3: „Normaler“ Wasserstoff

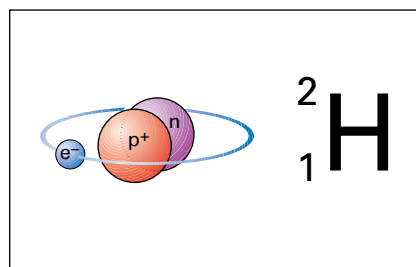


Abb. 4: Schwerer Wasserstoff

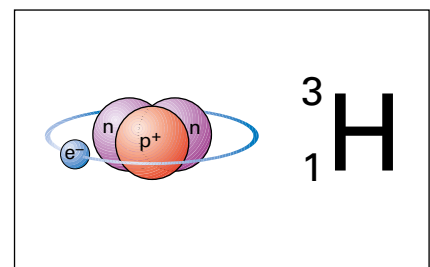


Abb. 5: Überschwerer Wasserstoff

Viele Isotope sind relativ instabil, d. h. sie zerfallen leicht. Bei diesem Zerfall werden meist radioaktive Strahlen ausgesandt. Diese Eigenschaft wird in der Medizin ausgenutzt. So werden beispielsweise bei einer Schilddrüsenszintigrafie dem Patienten Jodisotope zugeführt, um die Funktionsfähigkeit der Schilddrüse zu überprüfen. Je nachdem wie viele Isotope sich in der Schilddrüse anlagern, ist die radioaktive Strahlung stärker oder schwächer. Mithilfe eines Scanners wird die Strahlungsmenge erfasst, grafisch dargestellt und kann nun interpretiert werden.





Isotop: Atome des gleichen Elements mit gleicher Protonenzahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl

1.1.3 Elemente, Periodensystem der Elemente

Im **Periodensystem der Elemente**, kurz **PSE**, sind alle Elemente nach der Anzahl ihrer Protonen (positiv geladene Teilchen im Atomkern) geordnet. Jedes Element besitzt ein eigenes Symbol, das sich teilweise von griechischen oder lateinischen Bezeichnungen ableitet. In der nachfolgenden Tabelle sind dafür drei Beispiele aufgeführt:

Elementsymbol	Lateinischer oder griechischer Name	Name des Elements
H	Hydrogenium	Wasserstoff
O	Oxygenium	Sauerstoff
Fe	Ferrum	Eisen

Das Periodensystem der Elemente ist in Form einer Tabelle aufgebaut. Nachstehend sehen Sie eine vereinfachte Darstellung des PSE, welche nur die so genannten Hauptgruppen enthält. Im Anhang des Buches ist das vollständige Periodensystem der Elemente auf S. 298 aufgeführt.

	I Alkali- metalle	II Erdalkali- metalle	III Erd- metalle	IV Kohlenstoff- gruppe	V Stickstoff- gruppe	VI Sauerstoff- gruppe	VII Halogene	VIII Edelgase	← Gruppen
1. Periode	¹ ₁ H							⁴ ₂ He	← Massenzahl ← Ordnungszahl
2. Periode	⁷ ₃ Li	⁹ ₄ Be	¹¹ ₅ B	¹² ₆ C	¹⁴ ₇ N	¹⁶ ₈ O	¹⁹ ₉ F	²⁰ ₁₀ Ne	← Elementsymbol
3. Periode	²³ ₁₁ Na	²⁴ ₁₂ Mg	²⁷ ₁₃ Al	²⁸ ₁₄ Si	³¹ ₁₅ P	³² ₁₆ S	³⁵ ₁₇ Cl	⁴⁰ ₁₈ Ar	
4. Periode	³⁹ ₁₉ K	⁴⁰ ₂₀ Ca	⁷⁰ ₃₁ Ga	⁷³ ₃₂ Ge	⁷⁵ ₃₃ As	⁷⁹ ₃₄ Se	⁸⁰ ₃₅ Br	⁸⁴ ₃₆ Kr	
5. Periode	⁸⁵ ₃₇ Rb	⁸⁸ ₃₈ Sr	¹¹⁵ ₄₉ In	¹¹⁹ ₅₀ Sn	¹²² ₅₁ Sb	¹²⁸ ₅₂ Te	¹²⁷ ₅₃ J	¹³¹ ₅₄ Xe	
6. Periode	¹³³ ₅₅ Cs	¹³⁷ ₅₆ Ba	²⁰⁴ ₈₁ Tl	²⁰⁷ ₈₂ Pb	²⁰⁹ ₈₃ Bi	⁽²⁰⁹⁾ ₈₄ Po	⁽²¹⁰⁾ ₈₅ At	⁽²²²⁾ ₈₆ Rn	
7. Periode	⁽²²³⁾ ₈₇ Fr	⁽²²⁶⁾ ₈₈ Ra							

↑ Perioden

Abb. 1: Periodensystem

Die senkrechten Spalten im Periodensystem bezeichnet man als **Gruppen**. Die waagerechten Reihen nennt man **Perioden**. Alle Elemente derselben Gruppe verfügen über ähnliche Eigenschaften. Die Nummer der Gruppe gibt an, wie viele Elektronen sich auf der äußersten Elektronenschale befinden. Die Periodennummer informiert über die Anzahl der Elektronenschalen. Da die Aufnahmefähigkeit der Elektronenschalen begrenzt ist, hat auf jeder Schale nur eine bestimmte Anzahl von Elektronen Platz. Auf die erste Schale nach dem Atomkern passen maximal zwei Elektronen, die zweite Schale verfügt über

acht Elektronenplätze und auf der dritten Schale können sich höchstens 18 Elektronen befinden. Wie viele Elektronen maximal auf einer Schale Platz finden, kann nach der Formel $2n^2$ berechnet werden. Der Buchstabe „n“ steht für die Nummer der Elektronenschale. Daraus ergibt sich, dass auf der ersten Schale $2 \cdot 1^2 = 2$ Elektronen Platz haben. Für die zweite Schale gilt: $2 \cdot 2^2 = 8$ Elektronen. Das heißt, dass auf der zweiten Schale 8 Elektronen Platz finden. Auf der dritten Schale können sich maximal 18 Elektronen befinden, denn: $2 \cdot 3^2 = 18$.



Element: Stoff, der sich durch eine chemische Reaktion nicht weiter zerlegen lässt
PSE: – Periodensystem der Elemente
 – Es ordnet alle bekannten Elemente nach steigender Protonenzahl und ähnlichen chemischen Eigenschaften.

Bei jedem Elementsymbol befinden sich zwei Angaben:

- Die **Massenzahl**, die Aufschluss über die Atommasse gibt. Darunter versteht man die Anzahl der Teilchen, die sich im Atomkern befinden.
- Die **Ordnungszahl**, die die Anzahl der Protonen des betreffenden Elementes angibt.

Da in einem Atom aufgrund der Ladungsneutralität die Anzahl der Protonen mit der Anzahl der Elektronen identisch sein muss, gibt die Ordnungszahl gleichzeitig Auskunft über die Anzahl der Elektronen, die sich in der Atomhülle befinden.

In dem in Abb. 1 auf S. 10 dargestellten Periodensystem steht die Massenzahl links oben und die Ordnungszahl links unten vor dem Elementsymbol. Für die Frage nach dem Atomaufbau sind diese Angaben unverzichtbar. Mithilfe der Massenzahl kann die Neutronenzahl im Atomkern berechnet werden.



Die Ordnungszahl entspricht der Protonenzahl.
 Die Neutronenzahl kann berechnet werden, indem man die Ordnungszahl von der Massenzahl abzieht.

Der Zusammenhang zwischen der Stellung eines Elementes im Periodensystem und dem Atomaufbau kann mithilfe der nachstehenden Tabelle nochmals verdeutlicht werden (vgl. Kapitel 1.1.1). Wenn Sie im PSE das Element Natrium entdeckt haben, erfahren Sie Folgendes:

Informationen aus dem Periodensystem	Daraus abgeleitete Informationen über den Atomaufbau	Grafische Darstellung
Natrium: ${}^{23}_{11}\text{Na}$ Ordnungszahl: 11 Massenzahl: 23	Anzahl der Protonen im Atomkern : 11 Anzahl der Elektronen in der Atomhülle : 11 Gesamtzahl der Teilchen im Atomkern : 23 Es gilt: Massenzahl : 23 – Ordnungszahl : – 11 = Neutronenzahl : 12	<p>1. Schale: 2 e⁻ 2. Schale: 8 e⁻ 3. Schale: 1 e⁻ Summe: 11 e⁻</p>

Viele Elemente erfüllen im menschlichen Organismus eine wichtige Aufgabe. Sie sind beispielsweise:

- notwendig zur Knochenhärtung (Fluor – F),
- stoffwechsellanregend und am Aufbau von Schilddrüsenhormonen beteiligt (Jod – J),
- notwendig im Zusammenhang mit der Blutgerinnung und dem Knochenaufbau (Kalzium – Ca),
- verantwortlich für die Reizweiterleitung in den Nervenzellen (Magnesium – Mg),
- wichtig beim Hämoglobinaufbau (Eisen – Fe).

Die Bestimmung dieser Elemente spielt im ärztlichen Labor eine wichtige Rolle, weil dadurch wertvolle Angaben über den Gesundheitszustand des Patienten gewonnen werden können.

Bei der Betrachtung des nebenan abgebildeten **Laboranforderungsbogen** erkennt man, dass aus dem Blutserum und dem Harn unter anderem die Konzentration von Natrium, Kalium und Kalzium bestimmt werden kann.

Labor Dr. Wisplinghoff

- C Thrombozyten im Citrat
- C D-Dimere/Fibrinspaltprodukte
- C Antithrombin (AT III)
- C Protein C C Protein S
- C APC-Resistenz
- E Faktor-V-Leiden-Mutation[#]
- E Prothrombin-(Faktor II)-Mutation[#]
- C Lupus-Antikoagulans
- S Anti-Cardiolipin-Ak
- S Antiphospholipid-Ak

BLUTGRUPPENSEROLOGIE

- !E Blutgruppe mit Rh-Faktor
- !E Blutgruppe mit Rh-Formel
- !E Antikörpersuchtest (AKS)
- !E Coombstest/AHG-Test direkt
- !E Coombstest/AHG-Test indirekt

ELEKTROLYTE

- S Natrium 24U Na im Urin
- S Kalium 24U K im Urin
- S Calcium 24U Ca im Urin
- S Chlorid 24U Cl im Urin
- S Phosphat 24U P im Urin
- S Magnesium 24U Mg im Urin

Abb. 1: Laboranforderungsbogen (Ausschnitt)

1.1.4 Reinstoffe, Stoffgemische

Jedes Element besteht aus gleichartigen Atomen. Schließen sich zwei oder mehr Atome eines oder verschiedener Elemente bei einer chemischen Reaktion zusammen, entsteht eine **chemische Verbindung**. Diese hat neue chemische Eigenschaften. Reagiert zum Beispiel Natrium (Metall) mit Chlor (Nichtmetall), entsteht die Verbindung Natriumchlorid (NaCl). NaCl ist die chemische Bezeichnung für Kochsalz. Die neu entstandene Verbindung hat vollkommen andere chemische Eigenschaften als die ursprünglichen Elemente.

In einer Verbindung stehen die Atomverhältnisse genau fest (hier: 1 Natrium-Atom und 1 Chlor-Atom bilden NaCl).

Verbindungen lassen sich durch chemische Reaktionen in ihre Bestandteile zerlegen. Elemente sind durch chemische Reaktionen nicht weiter teilbar. Besteht ein Stoff nur aus den Atomen eines Elementes oder ausschließlich aus den Molekülen einer Verbindung, wird er als **Reinstoff** bezeichnet. Ein Reinstoff ist zum Beispiel die Verbindung Wasser (H₂O), wobei darunter auf keinen Fall das Leitungswasser zu verstehen ist, denn Leitungswasser ist eine Lösung, da darin eine Vielzahl von Salzen und anderen Stoffen gelöst ist. Destilliertes Wasser hingegen ist ein Reinstoff, weil es keine weiteren gelösten Bestandteile enthält.

Leitungswasser ist eine Lösung, da darin eine Vielzahl von Salzen und anderen Stoffen gelöst ist. Destilliertes Wasser hingegen ist ein Reinstoff, weil es keine weiteren gelösten Bestandteile enthält.

Gemische, auch Gemenge genannt, sind aus zwei oder mehr Reinstoffen zusammengesetzt. Sie entstehen beispielsweise durch Mischen oder Verschmelzen. Dabei bleiben in einem Gemisch die charakteristischen Eigenschaften jedes einzelnen Reinstoffes enthalten. Ein Gemisch kann durch **physikalische Trennverfahren** (z. B. Filtration, Destillation oder Sedimentation) wieder in die ursprünglichen Reinstoffe aufgetrennt werden.

Das Gemisch Meerwasser besteht aus Wasser, Kochsalz und vielen anderen gelösten Stoffen. Wasser geht beispielsweise bei einer Temperatur von 100 °C vom flüssigen in den gasförmigen Zustand über;

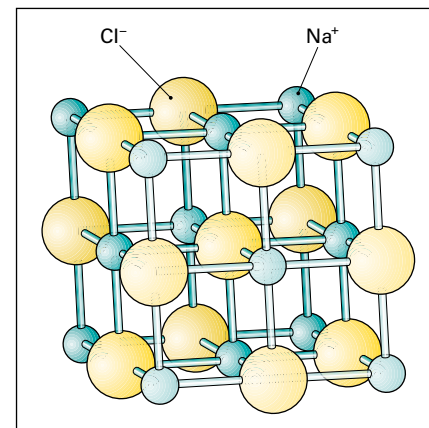


Abb. 2: NaCl-Struktur

Kochsalz hingegen schmilzt erst bei 801°C. Wird Meerwasser erhitzt, verdampft das Wasser. Durch Kühlung kann es aufgefangen werden. Im Gefäß bleibt dann Kochsalz (NaCl) zurück. Aufgrund der unterschiedlichen Schmelz- und Siedetemperaturen wird das Gemisch Meerwasser in seine Bestandteile, die Reinstoffe Wasser (H₂O) und Kochsalz (NaCl) aufgetrennt. Dieses Verfahren wird **Destillation** genannt.



Chemische Verbindung: Zusammenschluss von zwei oder mehr Atomen eines oder verschiedener Elemente

Reinstoff: Besteht aus nur einer Atom- bzw. Molekülsorte

Gemisch: Besteht aus zwei oder mehr Atom- bzw. Molekülsorten

Die in einem Stoffgemisch enthaltenen Reinstoffe können fest, flüssig oder gasförmig sein. Die nachstehende Aufstellung gibt einen Überblick über mögliche Stoffgemische.

Stoffgemisch	Bezeichnung	Beispiel
fest in fest fest in flüssig fest in gasförmig	Feststoffgemisch Suspension Rauch	Muschelkalk Harnsediment Zigarettenrauch
flüssig in flüssig flüssig in fest flüssig in gasförmig	Emulsion Aufschlammung Nebel	Milch feuchter Sand Desinfektionsspray
gasförmig in gasförmig gasförmig in fest gasförmig in flüssig	Gasgemisch poröser Stoff Schaum	Luft Bimsstein Seifenschaum

Abb. 1: Überblick über die Stoffgemische

Bei aufgewirbeltem Staub kann man die Bestandteile des Gemisches mit dem bloßen Auge erkennen. Anders ist es bei der Luft, die aus Stickstoff, Kohlendioxid, Sauerstoff und vielen anderen Gasen besteht. Staub ist ein uneinheitliches oder **heterogenes Gemisch**. Die enthaltenen Reinstoffe sind mit dem Auge oder mithilfe eines Mikroskops zu unterscheiden. Luft hingegen wird als einheitliches oder **homogenes Gemisch** bezeichnet, da die enthaltenen Reinstoffe weder mit dem Auge noch mit dem Mikroskop zu erkennen sind.

Die Abbildungen 2 und 3 verdeutlichen den Unterschied zwischen einem homogenen und einem heterogenen Gemisch.

Betrachtet man die isotonische Kochsalzlösung, so kann man die beiden Bestandteile, aus denen das Gemisch besteht, nämlich Wasser und Kochsalz, weder mit dem Auge noch mithilfe eines Mikroskops unterscheiden (s. Abb. 2). Die isotonische Kochsalzlösung ist somit ein homogenes Gemisch.

Beurteilt man hingegen Blut unter dem Mikroskop, kann man die verschiedenen Blutzellen (wie zum Beispiel Erythrozyten ①, Thrombozyten ② und Leukozyten ③ in Abb. 3) erkennen. Das Gemisch ist uneinheitlich. Blut ist also ein heterogenes Gemisch.



Abb. 2: Isotonische Kochsalzlösung

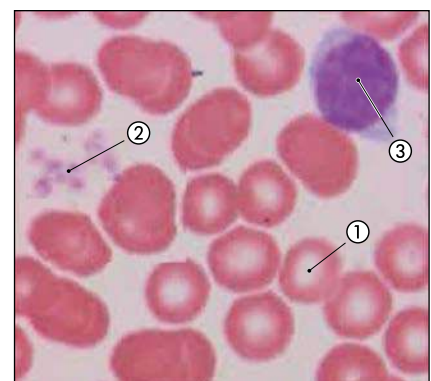


Abb. 3: Blutzellen



Heterogenes Gemisch: Die verschiedenen Reinstoffe sind mit dem Auge oder dem Mikroskop zu unterscheiden.

Homogenes Gemisch: Die verschiedenen Reinstoffe können auch mit einem Mikroskop nicht unterschieden werden.

Abbildung 1 verdeutlicht noch einmal die im Text dargestellte **Einteilung der Stoffe**.

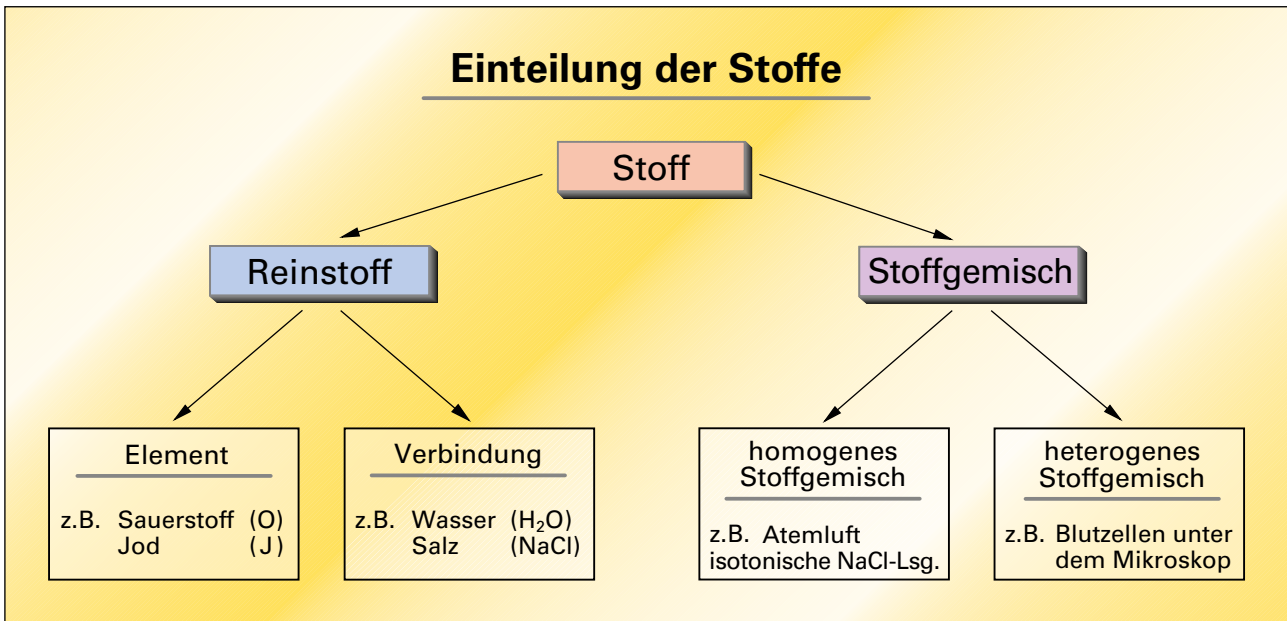


Abb. 1: Einteilung der Stoffe

1.2 Physikalische Trennverfahren

Wie im voranstehenden Kapitel beschrieben, können Gemische mithilfe physikalischer Verfahren in ihre Reinstoffe aufgetrennt werden. Diese Verfahren besitzen im ärztlichen Labor eine wichtige Funktion und werden zur Vorbereitung verschiedener Laboruntersuchungen eingesetzt. Bevor beispielsweise eine mikroskopische Untersuchung des Harnsediments erfolgen kann, muss der Harn in seine flüssigen und seine festen Bestandteile getrennt werden. Dies erreicht man durch eine Zentrifugation.

Nachfolgend sind die für das Labor wichtigsten physikalischen Trennverfahren aufgeführt.

1.2.1 Sedimentation

Der Begriff Sedimentation leitet sich von dem lateinischen Wort „sedimentum“ ab und heißt übersetzt: „am Boden absetzen“. Befinden sich in einer Flüssigkeit Bestandteile, die schwer sind, dann sinken diese nach unten. Dies wird bei der **Blutsenkung** (BSG oder BKS) ausgenutzt (s. Abb. 2–4). In ungerinnbar gemachtem Blut, das sich in einer Senkungspipette befindet, setzen sich mit der Zeit die schweren Blutzellen (Erythrozyten, vgl. Kapitel 4.3.2) am Boden ab (vgl. Kapitel 7.3.2).



Abb. 2: Senkungspipette sofort nach dem Aufziehen des Blutes

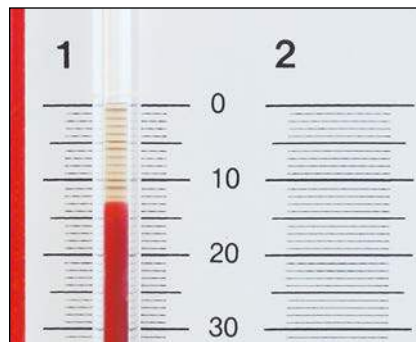


Abb. 3: Senkungspipette nach 1 Stunde

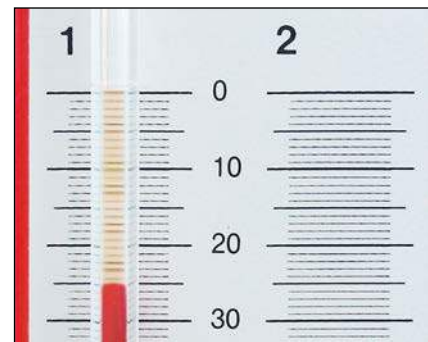


Abb. 4: Senkungspipette nach 2 Stunden



Als *Sedimentation* bezeichnet man das selbstständige Absetzen von festen Teilchen in einer Flüssigkeit aufgrund ihrer höheren Masse.

1.2.2 Zentrifugation

Die Zentrifugation ist ein Verfahren zur Beschleunigung der Sedimentation. Durch den Einsatz der Fliehkraft (Zentrifugalkraft), die durch eine Zentrifuge erzeugt wird, läuft der Absetzungsvorgang von schweren Teilchen in einer Flüssigkeit schneller ab. Um ein Harnsediment zu erhalten, zentrifugiert man den Urin. Im Zentrifugenröhrchen setzt sich das Harnsediment unten ab. Der Überstand (Harnflüssigkeit) wird zur Untersuchung nicht benötigt und in einem Zug abgekippt. Das Abgießen des Flüssigkeitsüberstandes nennt man Dekantieren.



Abb. 1: Zentrifugenröhrchen vor der Zentrifugation



Abb. 2: Zentrifugenröhrchen nach der Zentrifugation

Das Abgießen des Flüssigkeitsüberstandes nennt man Dekantieren.



Eine Zentrifugation führt mithilfe der Zentrifugalkraft (Fliehkraft) zu einer beschleunigten Sedimentation.

1.2.3 Filtration

Durch Filtration können unlösliche Feststoffe vom Lösemittel und von den darin gelösten Stoffen getrennt werden. Die Trennung der Bestandteile erfolgt aufgrund der unterschiedlichen Teilchengröße bzw. der Porengröße des Filters. Während die kleinen Flüssigkeitsteilchen den Filter ungehindert passieren, bleiben die größeren, festen Teilchen im Filter hängen. Man spricht dann von einem Rückstand.

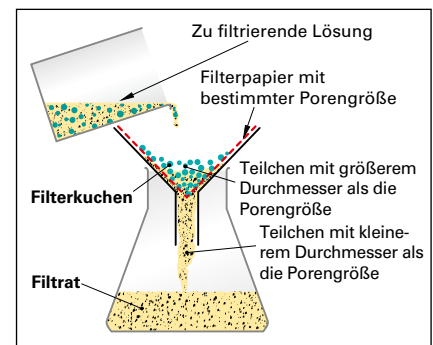


Abb. 3: Filtration



Unter einer Filtration versteht man das Trennen von Gemischen mit unterschiedlicher Löslichkeit und Teilchengröße mithilfe eines Filters.

1.2.4 Weitere Trennungsarten

Neben den bisher aufgeführten physikalischen Trennungsarten gibt es noch:

Destillation: Hier werden Flüssigkeitsgemische aufgrund unterschiedlicher Siedetemperaturen getrennt. Jeder Bestandteil hat seine spezifische Siedetemperatur, verdampft bei einer bestimmten Temperatur und kann durch Abkühlung wieder aufgefangen werden (destillare (lat.): herabträufeln).

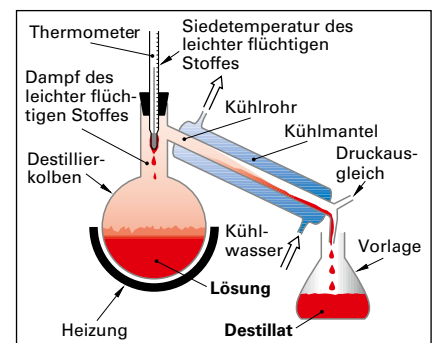


Abb. 4: Destillation

Elektrophorese: Dieser Begriff kann mit „Bewegung elektrisch geladener Teilchen“ übersetzt werden. Mithilfe des elektrischen Stroms werden Stoffe mit ungleicher elektrischer Ladung und unterschiedlichem Gewicht voneinander getrennt. Dieses Verfahren wird unter anderem bei der Bestimmung der verschiedenen Eiweißarten im Blutserum eingesetzt. Serum ist der flüssige, gelblich-klare Anteil des Blutes ohne feste Bestandteile nach der Zentrifugation.

Dabei wird auf eine Spezialfolie Serum aufgetragen. Im elektrischen Feld trennen sich die darin enthaltenen Eiweißfraktionen. Die Folie wird auf den Objektträger aufgebracht, die Eiweißfraktionen werden fotometrisch (siehe Kap. 2.2.3) bestimmt und anschließend in einem Diagramm dargestellt (s. Abb. 1 und 2).



Abb. 1: Objektträger mit Eiweißfraktionen

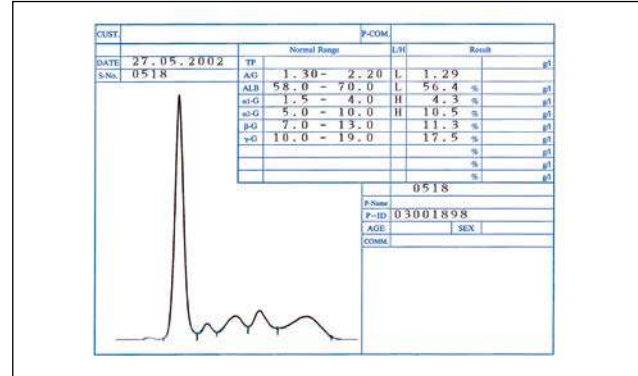


Abb. 2: Elektrophoresediagramm


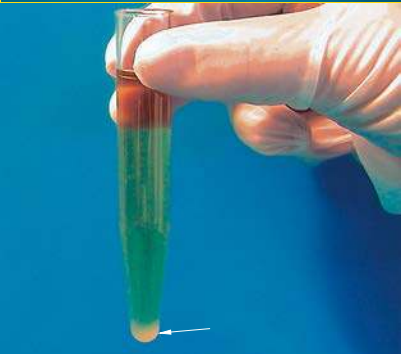
1.3 Lösungen

Flüssige Gemische nennt man Lösungen. Sie bestehen immer aus einem Lösemittel und dem gelösten Stoff.

1.3.1 Arten von Lösungen

Lösungen werden nach dem Verteilungsgrad des gelösten Stoffes in echte Lösungen, kolloidale Lösungen, Emulsionen und Suspensionen unterteilt (s. Tabelle).

Beispiel	Eigenschaften	Bezeichnung
	<ul style="list-style-type: none"> → Klare Lösung → Lösemittel und gelöster Stoff sind auch mit dem Mikroskop nicht zu unterscheiden. 	<p>Echte Lösung (homogenes Gemisch)</p> <p>Weitere Beispiele: Zuckerwasser, Desinfektionslösung</p>
	<ul style="list-style-type: none"> → Vollständige Vermischung der Stoffe, aber bei bestimmtem Lichteinfall erscheint die Lösung aufgrund relativ großer Teilchen trüb. 	<p>Kolloidale Lösung (heterogenes Gemisch)</p> <p>Weiteres Beispiel: Gelatine</p>

Beispiel	Eigenschaften	Bezeichnung
	<ul style="list-style-type: none"> → Tröpfchenfeine Verteilung von einem flüssigen Stoff in einer Flüssigkeit → Lösung sieht milchig trüb aus. <p><i>Abb. 1: Milch</i></p>	<p>Emulsion (heterogenes Gemisch)</p> <p>Weiteres Beispiel: Körperlotion</p>
	<ul style="list-style-type: none"> → Feine Verteilung von festen Stoffen in einer Flüssigkeit → Lösung sieht trübe aus. <p><i>Abb. 2: Sedimentbestandteile im Harn nach der Zentrifugation</i></p>	<p>Suspension (heterogenes Gemisch)</p> <p>Weiteres Beispiel: Blut</p>

1.3.2 Konzentrationsangaben von Lösungen

Wie im Kapitel 1.1.4 beschrieben, zählen Lösungen zu den Stoffgemischen. Das heißt, sie bestehen aus einem Lösemittel und dem gelösten Stoff. Ist die in einer Lösung enthaltene Menge des gelösten Stoffes unter dessen Löslichkeit, so spricht man von einer **ungesättigten Lösung**; das heißt, die Lösung vermag weitere Anteile dieses Stoffes zu lösen. Ist in einer Lösung eine größere Menge eines gelösten Stoffes enthalten, als dessen Löslichkeit entspricht, so fällt der überschüssige Anteil des gelösten Stoffes als Niederschlag aus. Nun liegt eine sogenannte **gesättigte Lösung** vor.

Das Verhältnis zwischen dem Lösemittel und dem gelösten Stoff wird mittels einer Konzentrationsangabe ausgedrückt. Man unterscheidet drei mögliche **Konzentrationsangaben**:

→ Massenkonzentration

Hierbei handelt es sich um eine Konzentrationsangabe, welche die **Masse** (in Gramm) des gelösten Stoffes in **100 mL Lösung** angibt.

Beispiel

Eine 25%ige Kochsalzlösung enthält damit in 100 mL Lösung 25 g Natriumchlorid (NaCl) und 75 mL Wasser. Wenn man von einer isotonischen Kochsalzlösung spricht (s. Abb. 3), meint man eine 0,9%ige NaCl-Lösung. Das bedeutet, dass 0,9 g NaCl in 100 mL Lösung enthalten sind.

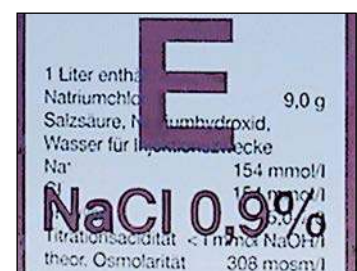


Abb. 3: Isotonische Kochsalzlösung

→ Volumenkonzentration

Mit der Angabe der Volumenkonzentration wird das **Volumen** (in cm^3 oder mL) des gelösten Stoffes in **100 cm^3 oder 1 dL Lösung** benannt (s. Abb. 4).

Beispiel

100 cm^3 einer 70%igen Ethanollösung enthalten 70 cm^3 Ethanol.

Oder 1 dL einer 70%igen Ethanollösung enthält 70 mL Ethanol.



Abb. 4: Ethanol

→ Stoffmengenkonzentration

Die Stoffmengenkonzentration gibt die **Stoffmenge** (in **mol**) eines gelösten Stoffes bezogen auf das **Volumen** der Lösung in Liter (in **L**) an.

Beispiel

Eine **1 molare** Salzsäure hat die Konzentration **1 mol/L** (s. Abb. 1).

Die molare Masse von Salzsäure (HCl) beträgt 36 g/mol. Das heißt: In einem Liter Lösung sind 36 g HCl enthalten (s. S. 8 Molmasse). Auf diese Weise lassen sich die Stoffmengenkonzentration und die Massenkonzentration ineinander umrechnen. Folglich hat eine 1 molare Salzsäure eine Massenkonzentration von 36 g/L.

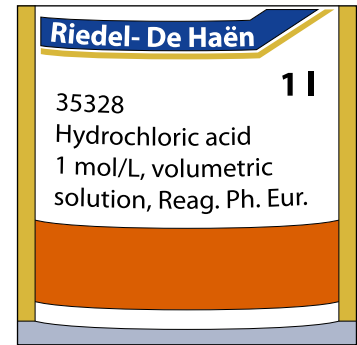


Abb. 1: Salzsäure HCl der Konzentration 1 mol/L

1.4 Diffusion und Osmose

Sowohl bei der **Diffusion** als auch bei der **Osmose** versuchen sich verschiedene Stoffe (Flüssigkeiten, Gase oder feste Stoffe) unterschiedlicher Konzentration miteinander zu vermischen. Man spricht in diesem Fall von einem Konzentrationsausgleichsbestreben.

Diffusion

Bei der Diffusion wandern Teilchen vom Ort hoher Konzentration zum Ort niedriger Konzentration. Als einfaches Beispiel hierfür eignet sich das Herstellen einer Desinfektionslösung. Entsprechend den Herstellervorgaben wird das konzentrierte Desinfektionspulver mit dem Wasser gemischt. Die hochkonzentrierten Teilchen des Desinfektionspulvers verteilen sich innerhalb kürzester Zeit gleichmäßig im Wasser; sie diffundieren. Man erhält eine gebrauchsfertige Desinfektionslösung.

Auch das Versprühen eines Raumdesinfektionssprays ist ein Diffusionsvorgang. Die beim Sprühvorgang ausgestoßene hohe Konzentration des Raumdesinfektionssprays verteilt sich ungehindert im Raum und hat sich nach einer bestimmten Zeit überall gleichmäßig ausgebreitet.



Abb. 2: Herstellung einer Desinfektionslösung



Diese Art des Konzentrationsausgleichs findet man bei den unterschiedlichsten Körpervorgängen, z. B. beim Austausch der Atemgase in der Lunge oder beim Stoffaustausch innerhalb von Körperzellen.

Wie in Abbildung 2 (Herstellung einer Desinfektionslösung) dargestellt, vermischen sich das hochkonzentrierte Desinfektionspulver und das Wasser selbstständig. In der Desinfektionslösung befinden sich im Verhältnis zum Wasser mehr gelöste Teilchen. Man sagt: Die Lösung ist **hyperton**. Im Gegensatz dazu enthält das Wasser weniger gelöste Teilchen: Wasser ist somit **hypoton**. Würden beide Lösungen exakt die gleiche Anzahl gelöster Teilchen besitzen, bezeichnet man sie als **isoton**. Die drei Begriffe Hypertonie, Hypotonie und Isotonie geben das Verhältnis zweier Lösungen zueinander in Bezug auf die Anzahl der gelösten Teilchen an.



- Isotonie:** Zwei Lösungen besitzen gelöste Teilchen in gleicher Konzentration.
- Hypertonie:** Die betreffende Lösung hat eine höhere Teilchenkonzentration als die Lösung, mit der sie vermischt werden soll.
- Hypotonie:** Die betreffende Lösung hat eine geringere Konzentration an gelösten Teilchen, als die Lösung, mit der sie vermischt werden soll.

Bei der Diffusion können sich die Teilchen ungehindert bewegen und sich gleichmäßig verteilen. Bei der Osmose ist dies nicht möglich.

Osmose

Bei der Osmose sind die beiden unterschiedlich konzentrierten Flüssigkeiten durch eine **semipermeable** (halbdurchlässige) **Membran** voneinander getrennt. In dieser Membran befinden sich Poren, die nur Teilchen mit bestimmten Eigenschaften durchlassen. Die nachstehenden Darstellungen zeigen die Osmose am Beispiel von Wasser und einer Zuckerlösung, die durch eine semipermeable Membran getrennt sind.

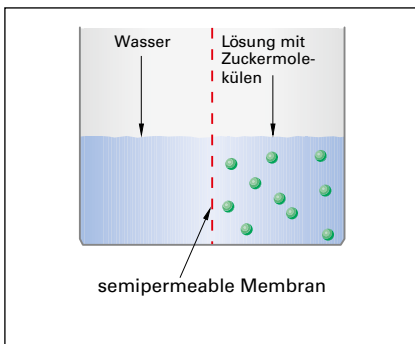


Abb. 1: Wasser und Zuckerlösung durch semipermeable Membran getrennt

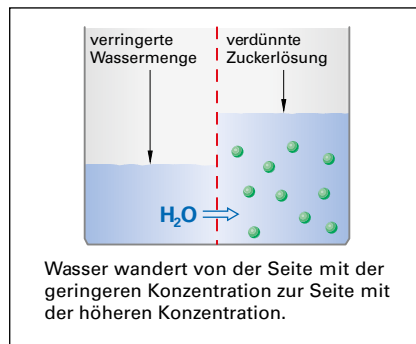


Abb. 2: Ablauf des Konzentrationsausgleichsbestrebens

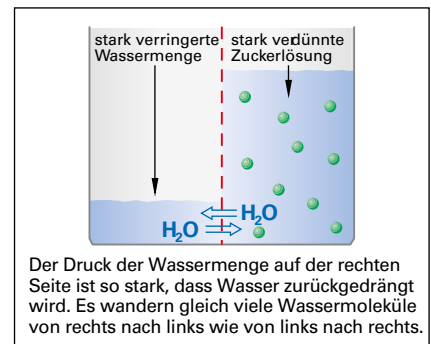


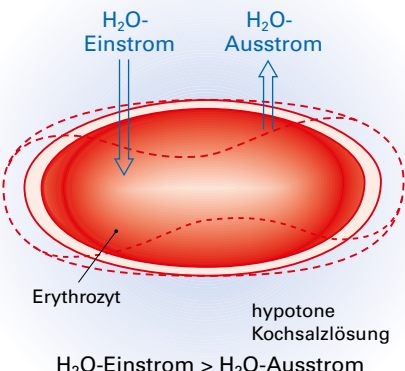


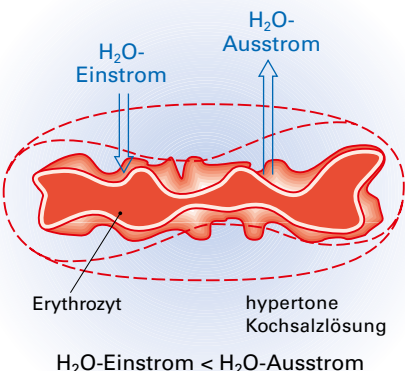
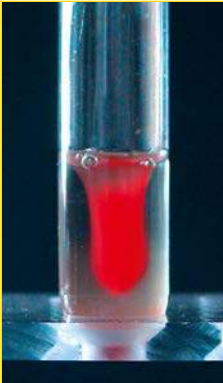
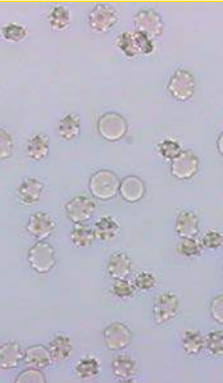
Abb. 3: Konzentrationsausgleich

Nur die Wassermoleküle können aufgrund ihrer besonderen Eigenschaften die semipermeable Membran durchdringen, um einen Konzentrationsausgleich zu erreichen. Die Zuckermoleküle können die Membran nicht passieren. Mit der Zeit wandert immer mehr Wasser in die Zuckerlösung und verdünnt diese. Etwas Wasser bleibt aber zurück, denn die größere Flüssigkeitsmenge auf der Seite der Zuckerlösung drückt H₂O-Moleküle wieder auf die andere Seite.

Die Wechselwirkungen unterschiedlich konzentrierter Lösungen an einer semipermeablen Membran lassen sich gut am Verhalten eines Erythrozyten in unterschiedlich konzentrierten Lösungen darstellen. Im Erythrozyten sind diverse Substanzen gelöst. Die Zellwand des Erythrozyten entspricht einer semipermeablen Membran und lässt die Wassermoleküle passieren. Die anderen Substanzen (z. B. Proteine) können die Membran nicht überwinden.

Reaktion von Erythrozyten in unterschiedlich konzentrierten Lösungen

Osmotischer Vorgang	Schematische Darstellung	Makroskopisches Bild	Mikroskopisches Bild
<p>Erythrozyten in isotonischer Kochsalzlösung:</p> <p>Teilchenkonzentration in den Erythrozyten ist gleich der Teilchenkonzentration in der isotonischen NaCl-Lsg.</p> <ul style="list-style-type: none"> → Die Lösung ist rötlich trüb. → Die Erythrozyten behalten ihre Form. 	<p>H₂O-Einstrom = H₂O-Ausstrom</p>		

Osmotischer Vorgang	Schematische Darstellung	Makroskopisches Bild	Mikroskopisches Bild
<p>Erythrozyten in hypotoner Kochsalzlösung:</p> <p>Teilchenkonzentration in den Erythrozyten ist höher als in der NaCl-Lsg.</p> <ul style="list-style-type: none"> → Die Lösung ist rot und klar (hämolytisch). → Die Erythrozyten quellen auf und platzen. 	 <p>Erythrozyt hypotone Kochsalzlösung $H_2O\text{-Einstrom} > H_2O\text{-Ausstrom}$</p>		
<p>Erythrozyten in hypertoner Kochsalzlösung:</p> <p>Teilchenkonzentration in den Erythrozyten ist niedriger als in der NaCl-Lsg.</p> <ul style="list-style-type: none"> → Die Erythrozyten schrumpfen. → Sie werden stechapfelförmig. 	 <p>Erythrozyt hypertone Kochsalzlösung $H_2O\text{-Einstrom} < H_2O\text{-Ausstrom}$</p>		

Beim Umgang mit Blut muss unbedingt darauf geachtet werden, dass es mit keiner hypotonischen oder hypertonischen Lösung in Kontakt kommt.



Diffusion: Selbstständiger Konzentrationsausgleich vom Ort hoher zur Ort niedriger Konzentration innerhalb eines Raums.

Osmose: Diffusion von Wasser durch eine semipermeable Membran vom Ort niedriger zur Ort hoher Konzentration mit dem Ziel des Konzentrationsausgleichs der Lösungen in den beiden unterschiedlichen Räumen, z. B. in zwei Zellen (Verdünnungsbestreben).

1.5 Säuren, Basen und Salze

Alle drei Begriffe sind sowohl im alltäglichen Gebrauch als auch in medizinischer Hinsicht von großer Bedeutung. Umgangssprachlich hat sich das Wort „Lauge“ anstelle von „Base“ eingebürgert. Kohlensäurehaltige Getränke, Seifenlauge, mit Salz bestreutes Laugengebäck machen deutlich, dass diese Bezeichnungen auch außerhalb des medizinischen Labors eine feste Größe sind. Viele Eigenschaften dieser drei Stoffgruppen sind deshalb allgemein bekannt.

Im Praxislabor wird der Harn beispielsweise auf seinen Säuregehalt hin überprüft. Bei bestimmten Blutuntersuchungen wird die Konzentration verschiedener Salzionen im Organismus ermittelt.

Säuren

Der Name für diese Stoffgruppe kommt daher, dass Säuren für gewöhnlich sauer schmecken. Abgesehen vom sauren Geschmack verfügen sie noch über weitere charakteristische Eigenschaften: Sie wirken ätzend, zerstören Eiweiß und leiten den elektrischen Strom. Bekannte Säuren sind zum Beispiel Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure oder Phosphorsäure. Auch im menschlichen Organismus gibt es Säuren,



Abb. 1: Säuren und Basen