

Facharbeit aus der Chemie

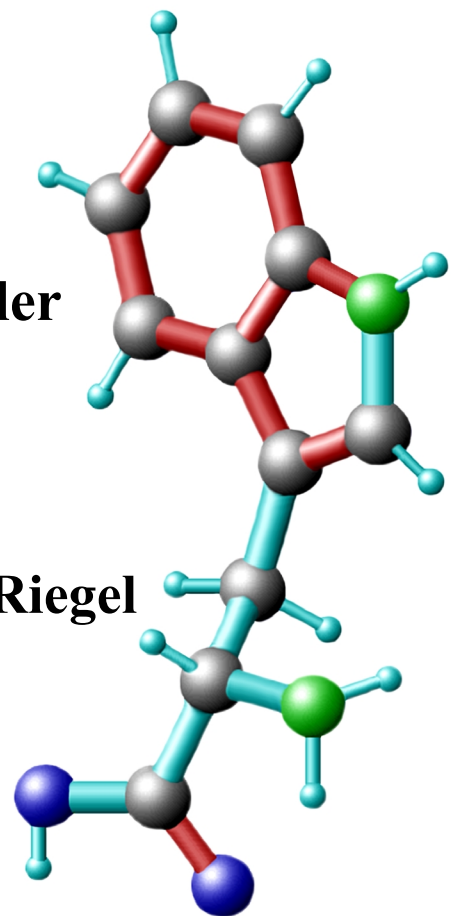
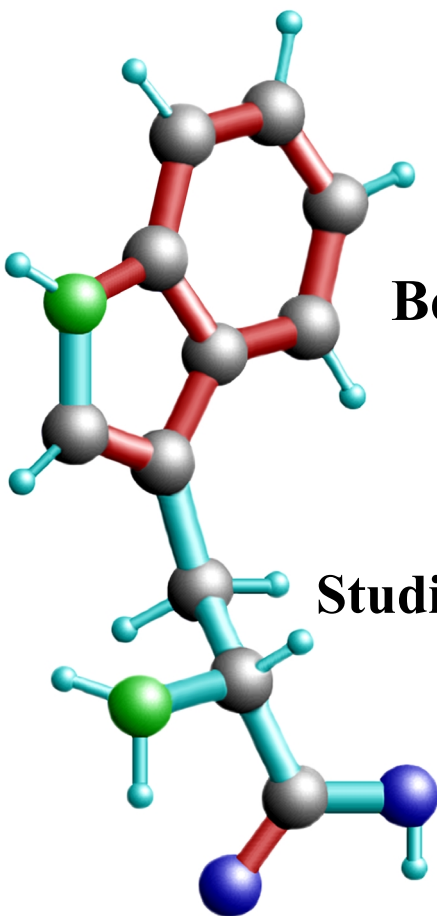
Aminosäuren – Grundlagen und computergestützte Titration

von

Benjamin Bulheller

Kursleiter

Studiendirektor Dr. Riegel



Alexander-von-Humboldt-Gymnasium Schweinfurt
Kollegstufe 1997/99

INHALTSVERZEICHNIS

Einleitung	3
1. Grundlegendes zu Aminosäuren.....	5
1.1 Allgemeines	5
1.1.1 Vorkommen und Bedeutung	5
1.1.2 Grundsätzliches.....	6
1.2 Aufbau.....	7
1.2.1 Allgemeiner Bau.....	7
1.2.2 Optische Aktivität.....	8
1.2.3 Sitz der Aminogruppe.....	11
1.3 Physikalische Eigenschaften und Reaktionsverhalten	11
1.3.1 Schmelz- und Siedepunkte.....	11
1.3.2 Amphoterer Charakter	12
1.3.3 Isoelektrischer Punkt	12
1.3.4 Löslichkeit.....	14
2. Titration von Aminosäuren.....	15
2.1 Titrationskurven.....	15
2.1.1 Vorgehensweise.....	15
2.1.2 Die Messapparatur	16
2.1.3 Probleme bei der Messung.....	17
2.2 Messungen	19
2.2.1 Alanin.....	19
2.2.2 Asparaginsäure	23
2.2.3 Lysin.....	25
2.3 Auswertung.....	26
3. Zusammenfassung.....	29
Literaturnachweis	30
Quellennachweis	32
Abbildungen.....	33
Erklärung	34
Bewertung	34

EINLEITUNG

Die Chemie hat während ihrer nunmehr über 2000 Jahre umfassenden Entwicklung unzählige Umbrüche erfahren, von denen die Ansichten der Wissenschaftler jedes Mal aufs neue in andere Richtungen gelenkt wurden. Als ANTOINE LAVOISIER beispielsweise vor 200 Jahren mit seinen Grundgesetzen die moderne Chemie begründete, brach eine Welle der Entdeckungen los, welche die Vorstellungen von der Materie grundlegend veränderten. Die unzähligen Erkenntnisse, die in den folgenden zwei Jahrhunderten gewonnen wurden, zogen eine Aufteilung in mehrere Teilbereiche nach sich, allen voran die anorganische und die organische Chemie. Im Folgenden wird hauptsächlich auf die organische Chemie, beziehungsweise im speziellen auf die Biochemie eingegangen.

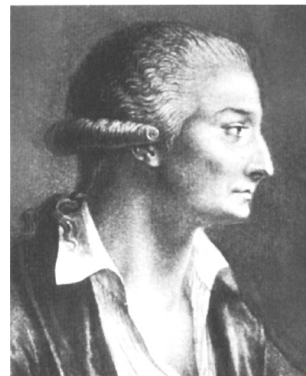


Abbildung 2
Antoine Lavoisier
1743 – 1794

Einen ähnlichen Umschwung löste die Definition saurer und alkalischer Lösungen durch BRØNSTED aus. Die Säure-Base-Titration ist ein wichtiges



Abbildung 3
Johannes Nicolaus Brønsted
1879 – 1947

Teilgebiet, das immer mehr in den Vordergrund gerückt und zu einer nicht mehr wegzudenkenden Grundtechnik eines jeden Chemikers geworden ist. Kaum eine Stoffanalyse kommt ohne die titrimetrische Stoffmengenbestimmung eines der Reaktionsprodukte aus, und es existiert wohl kein Labor ohne die Standardsäuren und -laugen, die dafür notwendig sind. Im Laufe der Zeit wurde das Vorgehen immer mehr verfeinert und durch den stärker werdenden Einfluss der modernen

Technik wie die computergestützte Titration für den Chemiker erleichtert. Ob dem so ist und man bei der Durchführung im Schulbetrieb wirklich von einer Erleichterung sprechen kann, wird im Folgenden untersucht werden.

Aminosäuren nehmen eine besondere Stellung in der organischen Chemie und der Biochemie ein. Ihr Aufbau zieht eine Anzahl

Besonderheiten in ihrer Reaktivität nach sich. Einige dieser Eigenschaften sind für unsere Existenz elementar verantwortlich, die ohne diese gar nicht erst möglich wäre.

Diese Facharbeit beschäftigt sich mit dem Aufbau und dem chemischen Verhalten von Aminosäuren. Insbesondere wird auf die Neutralisationskurven ausgewählter Vertreter dieser Stoffgruppe eingegangen.

1. GRUNDLEGENDES ZU AMINOSÄUREN

1.1 ALLGEMEINES

1.1.1 VORKOMMEN UND BEDEUTUNG

Ohne Proteine, die mehr als die Hälfte der Trockenmasse von menschlichen und tierischen Organismen ausmachen, wäre das Leben in seiner jetzigen Form nicht möglich. Die gigantischen Makromoleküle mit Molekülmassen von einigen tausend bis zu mehreren Millionen u haben im Körper die unterschiedlichsten Aufgaben, beispielsweise dienen sie dem Zellaufbau und -erhalt oder setzen als Enzyme chemische Reaktionen in Gang. Andere wiederum werden als Baustoffe benötigt, zum Beispiel für das Kollagen in den Knochen, in den Sehnen und im α -Keratin der Haare.

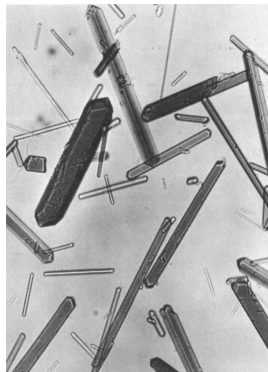


Abbildung 4
Cytochrom c

Das nebenstehende Bild zeigt die Kristalle des Proteins Cytochrom c, das für den Elektronentransport bei der Atmung von Pferden notwendig ist.

Die Entdeckung der Proteine geht auf das Jahr 1838 zurück, zwei ihrer Bestandteile wurden jedoch schon 1820 identifiziert. Erst später wurde erkannt, dass die beiden Stoffe Glycin und Leucin neben anderen ähnlich gebauten Stoffen zu den Grundeinheiten der Eiweiße gehören.

Aminocarbonsäuren, so die chemisch korrekte Bezeichnung, sind die Bausteine der Proteine. Ein einzelnes Eiweißmolekül besteht aus einer Reihe über Peptidbindungen aneinander geketteter Aminosäuren. Anhand der nebenstehenden Grafik wird das Zustandekommen der Peptidbindung deutlich. Die

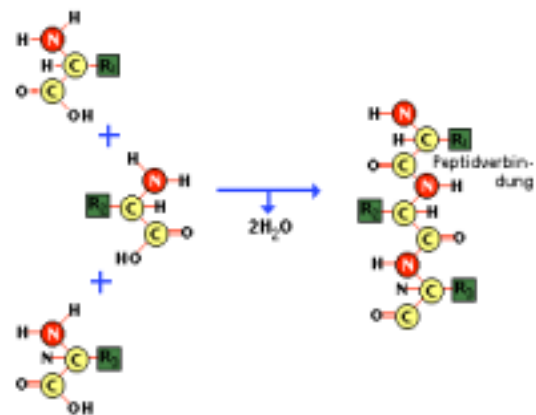


Abbildung 5
Entstehung einer Peptidbindung

Carboxylgruppe einer Aminosäure geht mit der Aminogruppe einer anderen Aminosäure unter Wasserabspaltung eine Bindung ein.

Ein Eiweiß ist durch die Reihenfolge seiner Aminosäuren in Löslichkeit, Reaktivität und Aufgabe definiert. Das bedeutet, dass die Abfolge der einzelnen Bausteine festlegt, um welches Eiweiß es sich handelt, sei es nun Insulin, Hämoglobin oder Ähnliches.

Um der Bedeutung der Proteinbestandteile gerecht zu werden, bedarf es der Erwähnung, dass alles Leben, so wie wir es kennen, auf die Synthese von Aminosäuren zurückzuführen ist. Diese wurden vor mehreren Millionen Jahren aus den wenigen Elementen, die in den Urmeeren zugegen waren, durch Energiezuführung wie dem Sonnenlicht und Blitzeinschlägen bei Gewittern gebildet. Dem Chemiker STANLEY L. MILLER ist 1953 die Wiederholung dieses »Schöpfungsprozesses« im Labor gelungen, und er hat damit zumindest teilweise die Frage nach der Entstehung des Lebens beantwortet.

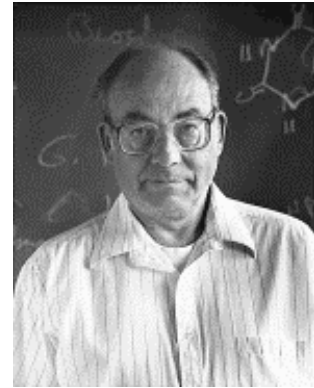


Abbildung 6
Stanley L. Miller

Es sind etwa 200 natürlich vorkommende Aminosäuren bekannt, jedoch sind nur 20 von ihnen proteinogen, also eiweißbildend. Dabei kommen in den Proteinen meist alle proteinogenen Aminosäuren vor. Bemerkenswert ist außerdem, dass unterschiedliche Tiere (etwa Pferd und Hund) über völlig anders gebaute Proteine verfügen, die Bausteine, also die Aminosäuren, jedoch bei jedem Tier gleich sind.

1.1.2 GRUNDSÄTZLICHES

Im Laufe der Zeit wurden in der Forschung unzählige Eiweißmoleküle auf ihre Aminosäuresequenz hin untersucht. Um diese Abfolgen zu katalogisieren, war es nötig, für die Aminosäuren Abkürzungen einzuführen. Zuerst einigte man sich auf drei Buchstaben, zum Beispiel »Ser« für Serin. Später führte man für die 20 proteinogenen Aminosäuren die Ein-Buchstaben-Abkürzung ein, im Falle des Serin beispielsweise »S«. Dies erwies sich als wesentlich praktischer beim Vergleich zweier Eiweiße, deren Codierung mehrere hundert oder tausend Seiten füllte.

Die Einteilung erfolgt nach internationaler Absprache in vier Hauptgruppen. Aminosäuren wie Leucin und Phenylalanin, deren Seitenkette aus Alkylresten und Benzolringen besteht, werden in die Gruppe der **Aminosäuren mit neutralem, unpolarem organischem Rest** eingeordnet.

Ist in der Seitenkette beispielsweise eine Hydroxylgruppe enthalten, so spricht man von neutralen **Aminosäuren mit neutraler, polarer Seitenkette**.

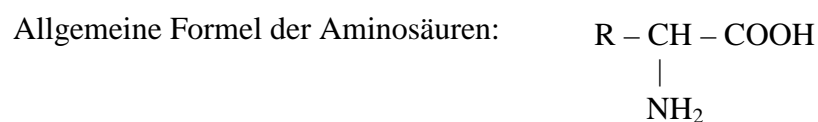
Asparaginsäure und Glutaminsäure sind Disäuren, beide besitzen noch eine zweite Carboxylgruppe. Man ordnet sie den **sauren Aminosäuren** zu. Lysin, Arginin und Histidin, die jeweils noch über eine weitere Aminogruppe verfügen, werden **basische Aminosäuren** genannt.

Die meisten der Eiweißbildner können vom Körper selbstständig synthetisiert werden. Zur Bildung von neun der lebenswichtigen Aminosäuren sind Tiere und Menschen jedoch nicht fähig und müssen sie über die Nahrung aufnehmen. Diese neun Proteinbausteine werden **essentielle Aminosäuren** genannt. Zu ihnen gehören unter anderem Histidin, Lysin und Methionin. Ein Mangel an diesen essentiellen Aminosäuren führt dazu, dass bestimmte Eiweiße nicht mehr gebildet werden können, was schwere körperliche Schäden verursacht.

1.2 AUFBAU

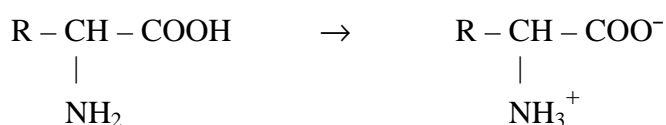
1.2.1 ALLGEMEINER BAU

Aminocarbonsäuren enthalten sowohl die **Aminogruppe** ($-\text{NH}_2$) als auch die **Carboxylgruppe** ($-\text{COOH}$). Diese beiden funktionellen Gruppen bestimmen das Reaktionsverhalten des Moleküls. Die Aminosäuren unterscheiden sich nur im Aufbau des organischen Restes R.



Die Carboxylgruppe ist in der Lage, ihr Proton abzuspalten und wirkt daher sauer. Sie wird deswegen oft als Säuregruppe bezeichnet. An die Aminogruppe hingegen kann ein Proton angelagert werden, es liegt also ein basisches Verhalten vor.

Aufgrund eines intramolekularen Protonenübergangs, bei dem der Wasserstoffkern der Carboxylgruppe abgegeben wird und die Aminogruppe ionisiert, liegen Aminosäuren fast immer zum Teil als **Zwitterionen** vor:



Die an das α -Kohlenstoffatom gebundene Aminogruppe ist bis auf eine Ausnahme bei allen Aminosäuren frei beziehungsweise nicht substituiert. Diese Ausnahme bildet das Prolin, bei dem der Stickstoff in einen Ring des organischen Restes mit dem α -C-Atom eingebaut ist.

Durch die Besonderheit des dipolaren Baus reagiert bei einer pH-Änderung ausgehend vom Zwitterion nicht die Carboxylgruppe als Säure, sondern die protonierte Aminogruppe. Umgekehrt reagiert die Säuregruppe schwach basisch. Bei einer Messung der Säurekonstanten erhält man daher die Acidität der Ammoniumgruppe und bei der Ermittlung der Basenkonstanten die Basizität der Carboxylatfunktion. Dieser Sachverhalt erklärt die Größenordnung der beiden Konstanten, die ohne Kenntnis des Reaktionsverhaltens der Aminosäuren viel zu groß erscheint.

1.2.2 OPTISCHE AKTIVITÄT

Da die funktionellen Gruppen asymmetrisch um das α -Kohlenstoffatom angeordnet sind, existieren fast alle Aminosäuren in zwei spiegelbildlich aufgebauten Formen, die sich im dreidimensionalen Raum nicht zur Deckung bringen lassen.

Moleküle, die diesen auf verschiedene Arten möglichen Aufbau aufweisen, werden als **chiral** bezeichnet. Bedingt durch ihre Ligandenbestückung sind nahezu sämtliche Aminosäuren chiral, wobei das α -Kohlenstoffatom das Chiralitätszentrum darstellt. Die einzige Ausnahme bildet das Glycin, dessen Bau durch das einzelne Proton als organischer Rest symmetrisch ist, wodurch das Molekül keine optische Aktivität zeigt. Eine asymmetrische Bindung ist nur dann möglich, wenn ein Atom vier verschiedene Liganden besitzt. Diese Voraussetzung ist beim Glycin nicht gegeben.

Die Enantiomere der anderen Aminosäuren unterscheiden sich nicht in ihrem chemischen Charakter, sondern in ihrem Verhalten gegenüber polarisiertem Licht.

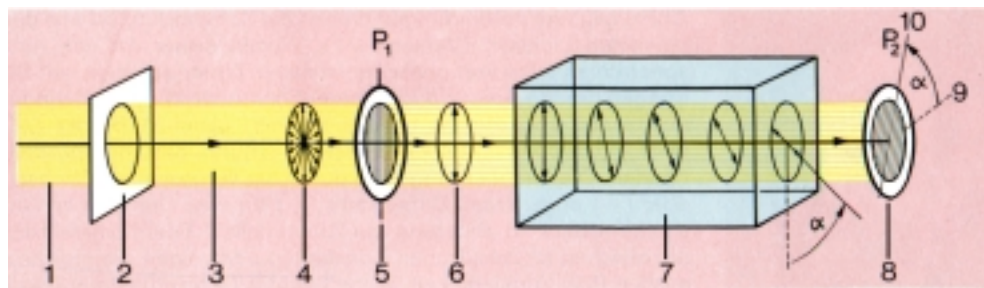


Abbildung 7
Funktionsweise eines einfachen Polarimeters

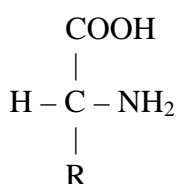
Die Abbildung macht diese Erscheinung deutlich. Der ankommende, monochromatische Lichtstrahl (1) passiert eine Blende (2). Das parallele Lichtbündel (3) schwingt in sämtlichen Ebenen, die quer zur Ausbreitungsrichtung stehen (4). Der Lichtstrahl trifft nun auf einen Polarisator (5), der ihn derart filtert, dass das herauskommende Licht nur noch in einer Ebene schwingt (6); es ist polarisiert. Das Licht wird daraufhin durch eine Küvette mit der gelösten, zu untersuchenden Substanz geleitet (7). Ist jene optisch aktiv, so dreht sie die Schwingungsebene des Strahls um einen bestimmten Winkel α , der sich mit Hilfe eines nachgeschalteten Polarisators (8), den Analysator, durch ein Okular ablesen lässt. Um α zu bestimmen, stellt man erst die Stellung der Schwingungsebene ein, wenn der Lichtstrahl durch eine Küvette mit einer optisch inaktiven Substanz (meist Wasser) fällt und richtet den Analysator so aus, dass die Lichtintensität maximal geschwächt wird (9). Der zweite Polarisator ist dann im Vergleich zum ersten um 90° gedreht. Wird die Schwingungsebene

von der zu messenden Substanz verändert (10), stellt man den zweiten Polarisator wieder auf die maximale Auslöschung und kann dann den Winkel bezüglich der Stellung (9) und (10) ablesen.

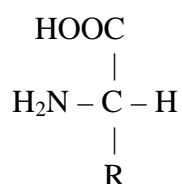
Die beiden Spiegelbildisomere drehen die Schwingungsebene in verschiedene Richtungen. Die Beträge dieser Drehungen sind gleich, jedoch ist das Vorzeichen je nach Form positiv oder negativ.

Die allgemeinen Strukturformeln der optisch aktiven Aminosäuren lauten:

D - Form:



L - Form:



Spiegelachse

In der Projektionsformel nach EMIL FISCHER steht das Kohlenstoffatom mit der höchsten Oxidationszahl oben. Im Falle des Beispiels ist dies das C-Atom der Carboxylgruppe, das mit +3 die höchste Oxidationsstufe besitzt. Der organische Rest wird unterhalb davon angetragen. Steht dann die Aminogruppe rechts vom α -Kohlenstoffatom, liegt die Aminosäure in der D-Form, im anderen Fall (wenn sich die Aminogruppe links befindet) in der L-Form vor.

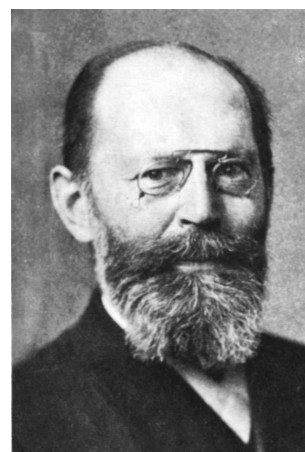


Abbildung 8
Emil Fischer
1852 - 1919

Vereinbarungsgemäß gilt, dass die Substituenten rechts und links des Chiralitätszentrums vor der Papierebene, die anderen dahinter liegen. Die willkürlich definierte D-L-Zuordnung sagt nichts über den tatsächlichen Drehsinn aus, der experimentell gemessen werden muss.

Tiere und Menschen sind nur in der Lage, L-Aminosäuren zu synthetisieren. D-Aminosäuren haben in der Natur eine weitaus weniger wichtige Bedeutung; sie kommen beispielsweise in den Proteinen einiger Bakterien und Pilze vor.

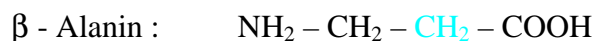
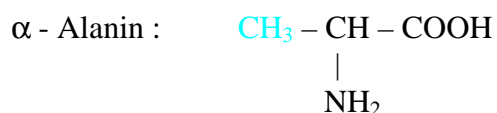
Die Stärke der Ebenendrehung ist abhängig vom pH-Wert. Darum werden die in der Literatur angegebenen Winkel meist bei pH 7,0 gemessen.

1.2.3 SITZ DER AMINOGRUPPE

Das Kohlenstoffatom, an das die Säuregruppe der Aminosäure gebunden ist, wird als α -Kohlenstoffatom bezeichnet. Fast alle der proteinogenen Aminosäuren sind α -Aminosäuren, was bedeutet, dass die Aminogruppe in benachbarter Stellung zur Carboxylgruppe steht. Zusätzlich existieren allerdings noch Formen, bei denen die beiden Gruppen nicht an das gleiche Kohlenstoffatom gebunden sind, die β -Aminosäuren, die jedoch nicht in den Zellen vorkommen. Die Carboxylgruppe ist dann an ein C-Atom des organischen Restes gebunden.

Diese Sonderformen der Aminosäuren haben ganz bestimmte biologische Aufgaben, so sind sie etwa für die Bildung bestimmter Vitamine wichtig.

Von Alanin (der organische Rest ist blau gedruckt) liegen beispielsweise folgende Formen vor:



1.3 PHYSIKALISCHE EIGENSCHAFTEN UND REAKTIONSVERHALTEN

1.3.1 SCHMELZ- UND SIEDEPUNKTE

Bedingt durch den polaren Aufbau der Aminosäuremoleküle liegen die Schmelz- und Siedepunkte wesentlich höher, als es der Vergleich mit anderen organischen Verbindungen erwarten ließe. Die Moleküle bilden aufgrund ihrer Ladungen Kristallgitter aus, weshalb die Siedepunkte meist so hoch liegen, dass die C–C – Bindungen noch vor dem Schmelzen zerstört werden. In der Literatur sind darum oft nur die Zersetzungspunkte der Aminosäuren angegeben, die allerdings nicht als präzise, physikalische Fixpunkte angesehen werden können, da unter anderem die Heizgeschwindigkeit den Punkt des Zersetzens mitbestimmt.

1.3.2 AMPHOTERER CHARAKTER

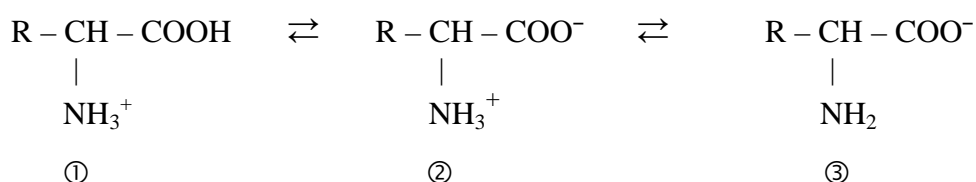
Da ihre bifunktionelle Struktur ein saures genauso wie ein basisches Reaktionsverhalten möglich macht beziehungsweise bedingt, sind Aminocarbonsäuren Ampholyte. Der Zustand des Moleküls wird durch den pH-Wert der Lösung bestimmt, in der sich das Molekül befindet. Ist dieser sauer, so lagert sich ein Proton an die Carboxylatgruppe an, wodurch ein Kation entsteht, da die positive Ladung der Ammoniumgruppe erhalten bleibt.

Umgekehrt liegen in alkalischer Umgebung mehr Anionen vor, da das überschüssige Proton der Ammoniumgruppe abgegeben und ein Hydroxidion zu Wasser neutralisiert wird. Das Verhältnis, in dem die beiden Zustandsmöglichkeiten vorliegen, ist also durch ein chemisches Gleichgewicht festgelegt, das durch den pH-Wert beeinflusst werden kann.

1.3.3 ISOELEKTRISCHER PUNKT

Der pH-Wert, an dem die Moleküle praktisch vollständig als Zwitterionen vorliegen, wird als **isoelektrischer Punkt (IEP)** bezeichnet. Dieser befindet sich meist im sauren Bereich.

Es existieren also drei mögliche Formen eines Aminosäuremoleküls:



Die Form ①, das Kation, ist im Übermaß in saurer Lösung vorhanden, beziehungsweise in dem pH-Bereich, der saurer ist als der IEP. Bei Zugabe von Hydroxidionen verlagert sich das Verhältnis der Formen ① und ③, bis

schließlich der IEP erreicht ist und die Aminosäure ausschließlich in der Zwitterionenform ② vorliegt.

Bei weiterer Basenzugabe verschiebt sich das chemische Gleichgewicht zur anionischen Form ③.

Der isoelektrische Punkt entspricht außerdem genau dem pH-Wert, den eine Lösung der Aminosäure mit reinem Wasser annimmt. Die Ionenwanderung erreicht ihr Minimum, das heißt, dass bei einer konduktometrischen Analyse die Leitfähigkeitskurve am IEP den absoluten Tiefpunkt aufweist.

Da die Carboxylgruppe stärker sauer als die Aminogruppe basisch ist, befindet sich der IEP nicht bei pH 7, sondern etwas tiefer, da zum vollständigen Protonieren aller Aminogruppen noch etwas angesäuert werden muss. Bei Aminosäuren mit zwei Säurefunktionen liegt der Punkt der höchsten Zwitterionenkonzentration noch tiefer, da beide Carboxylgruppen ionisiert werden, das Molekül also zwei negative und eine positive Ladung besitzt. Um den IEP zu erreichen, muss nun durch Ansäuerung eine Carboxylatgruppe protoniert werden. Äquivalent dazu liegt der isoelektrische Punkt bei basischen Aminosäuren im stärker Alkalischen, da eine Ammoniumgruppe durch Laugenzugabe deprotoniert werden muss.

Aufgrund ihres prinzipiellen Aufbaus besitzen Aminosäuren mindestens zwei pK_S -Werte, je einen für die Amino- und die Säuregruppe. Hinzu kommt teilweise noch ein dritter Wert für die Seitenkette bei sauren und basischen Aminosäuren, der jedoch immer im stärker Sauren beziehungsweise Alkalischen liegt. Die beiden Haupt- pK_S -Werte der funktionellen Gruppen geben an, bei welchem pH-Wert die Aminogruppe ein Proton aufnimmt, beziehungsweise die Säuregruppe ein Proton abspaltet. Da am isoelektrischen Punkt die intramolekulare Protonenwanderung bei fast allen Molekülen abgeschlossen ist, lässt sich der IEP anhand des arithmetischen Mittels der beiden pK_S -Werte berechnen. Die allgemeine Formel lautet:

$$\text{IEP} = \frac{1}{2}(pK_1 + pK_2)$$

1.3.4 LÖSLICHKEIT

Aminosäuren sind normalerweise in polaren Lösungsmitteln gut löslich, lassen sich jedoch nicht mit unpolaren Flüssigkeiten mischen. Grund hierfür ist die stark polare Struktur der Moleküle und damit die Fähigkeit zur Ausbildung einer Solvatationshülle. Da Aminosäuren als Ionen vorliegen, können sich die polaren Moleküle des Lösungsmittels entsprechend ihrer intramolekularen Ladungsverteilung ausrichten und die Aminosäuremoleküle mit einer Solvatationshülle umgeben. Dieser Vorgang entspricht dem der Ausbildung einer Hydrathülle bei Salzen in Wasser. Die Abbildung macht diesen Vorgang deutlich. Die grünen Kugeln entsprechen den Anionen, die silbernen den



Abbildung 9
Lösungsvorgang eines Salzes

Kationen. Die polaren Wassermoleküle bilden um die Ionen herum eine Hülle und lösen sie so aus dem Gitter heraus. Das Bild macht deutlich, dass die Löslichkeit optimal ist, sofern der zu lösende Stoff in Teilchen mit einer bestimmten Ladung vorliegt, also als Anion oder Kation. Zwitterionen lösen sich deutlich schlechter.

Infolgedessen nimmt die Löslichkeit bei der Annäherung an den isoelektrischen Punkt immer mehr ab, bis sie an ihm ihr Minimum erreicht. Da die Ionen an diesem Punkt zwei unterschiedliche Ladungen tragen, also stark polar sind, ordnen sie sich analog zur Salzbindung in einem Ionengitter an. Im Idealfall ist an diesem Punkt zu beobachten, dass die Aminosäure als kristalliner Feststoff aus der Lösung ausfällt. Bei den durchgeführten Messungen wurde dies jedoch nur einmal sichtbar.

2. TITRATION VON AMINOSÄUREN

2.1 TITRATIONSKURVEN

2.1.1 VORGEHENSWEISE

Infolge der Tatsache, dass sich die Beschaffenheit der Moleküle durch Protonenanlagerung und –abgabe mit steigendem pH-Wert mehrmals ändert, muss die Lösung der zu titrierenden Aminosäure einen pH aufweisen, der im stark Sauren oder im stark Alkalischen liegt (beispielsweise bei pH 1 oder pH 14), um eine vollständige Titrationskurve zu erhalten. Dann kann die Lösung mit einer starken Base beziehungsweise einer starken Säure bis zum entgegengesetzten pH-Wert titriert werden. Als Lösungsmittel und Titrationsmittel werden einmolare Salzsäure und Natronlauge verwendet.

Vor der Titration wird die molare Masse der zu untersuchenden Substanz errechnet und mittels einer Elektronenwaage eine bestimmte Stoffmenge in einem Kolben vorgelegt. Dann wird der Stoff mit Salzsäure oder Natronlauge gelöst. Da die verwendeten Lösungsreagenzien beide nur ein einziges Neutralisationsäquivalent besitzen, entspricht der Verbrauch der Stoffmenge an Titrationsmittel exakt einem ganzzahligen Vielfachen der eingesetzten Stoffmenge an Substanz.

Von der Aminosäure wird exakt die Masse abgewogen, die für die Herstellung von 25 Milliliter einer einmolaren Lösung erforderlich ist. Diese Konzentration ist für einen eindeutigen Kurvenverlauf notwendig. Im Folgenden wird darauf noch genauer eingegangen.

Durch Messen des pH-Wertes der Lösung in Abhängigkeit des zugeotropften Neutralisationsmittels erhält man die Neutralisationskurve der titrierten Aminosäure.

Um für eine gleichbleibend optimale Durchmischung der Lösung zu sorgen, wird ein magnetischer Rührer verwendet. Neben der Kontrolle der einwandfreien Funktion des Rührfischs, muss zusätzlich noch die gleichmäßige Tropfgeschwindigkeit des Titrationsmittels überwacht werden.

2.1.2 DIE MESSAPPARATUR

Das Erstellen einer Titrationskurve mit einem möglichst hohen Genauigkeitsgrad ist ein mühevoller und zeitaufwendiger Vorgang. Um eine vertretbare Zeitdauer zu erreichen, muss man die Geschwindigkeit des Experiments immer auf Kosten der Präzision optimieren, vor allem da pro Reagenz mit zwei bis drei Wiederholungen zu rechnen ist.



Abbildung 10
Die Versuchsanordnung

Eine wesentliche Erleichterung bietet die Messung mit Hilfe einer geeigneten Apparatur unter Zuhilfenahme eines Computers, der die pH-Änderungen in Abhängigkeit des zugeführten Titrationsmittels erheblich präziser beziehungsweise einfacher erfassen kann.

Dazu wird unter die Bürette eine speziell für diesen Zweck angefertigte Vorrichtung angebracht, die über eine Lichtschranke erkennen kann, wann ein Tropfen in den Kolben gelangt. Nun muss die Anlage auf eine bestimmte Tropfengröße geeicht werden. Dazu werden beispielsweise 10 ml einer Lösung vorgelegt und vom Computer die Tropfen gezählt, bis die Bürette leer ist. Die Division des Startvolumens durch die Tropfenanzahl ergibt dann das Volumen eines Tropfens. Erfahrungsgemäß liegt die Tropfengröße etwa im Bereich von 0,05 – 0,06 ml.

Im Messkolben befindet sich ein Temperaturfühler zum Messen der Neutralisationswärme und ein pH-Meter. Um eine optimale Durchmischung und damit eine präzise pH-Messung zu ermöglichen, wird außerdem ein elektromagnetischer Rührer verwendet.

Wird das Neutralisationsmittel hineingetropft, registriert dies der Zählmechanismus durch die Unterbrechung der Lichtschranke und schickt die Information, dass ein Tropfen mehr im Versuchskolben ist, zusammen mit der momentanen Lösungstemperatur und dem pH-Wert über die serielle Schnittstelle des Computers an die Software, die diese Werte in ein Diagramm einträgt.

Das Programm macht es außerdem möglich, die erhaltenen Diagramme auszudrucken und zu speichern. Die im folgenden abgedruckten Graphen entstammen dem Programm diLab V2.91 und wurden über Screenshots der Programmoberfläche erstellt.

2.1.3 PROBLEME BEI DER MESSUNG

Die Praxis wich in einigen Punkten vom Idealbild der Theorie ab und erschwerte so die Messung und deren Deutung erheblich.

Als erstes Problem erwies sich die genaue Messung der Tropfengröße. Da die Menge der zur Titration nötigen Base beziehungsweise Lauge genau stöchiometrisch berechnet wurde, hätte es eigentlich möglich sein müssen, den Endpunkt der Titration bei bekannter Tropfengröße genau vorauszusagen. Dies war in der Praxis jedoch nur schwer möglich, was darauf schließen lässt, dass die Größe der Tropfen schwankt.

Des Weiteren verrichtete der elektromagnetische Rührer seine Arbeit nicht immer optimal, was zu pH-Sprüngen im Kurvenbild führte. Es stellte sich auch das Problem, dass das Volumen der Lösung zum Titrationsende hin stark zunimmt und der Rührfisch der ersten Versuche nicht für eine gute Durchmischung sorgen konnte. Er wurde daraufhin durch einen größeren ersetzt, wodurch der saubere Kurvenverlauf bis zum Titrationsende durchgehalten werden konnte.

Zu den technischen Hindernissen kamen schließlich praktische Schwierigkeiten. So scheiterte der Versuch, Lysin vom stark Alkalischen aus zu titrieren, da die Kurve kaum an den erwarteten Verlauf erinnerte. Erst ein Titrationsstart im Sauren führte zum gewünschten Ergebnis.

Während der Versuchsreihe zeigte sich auch, dass die Konzentration der Aminosäurelösung eine wichtige Rolle spielt und den Verlauf der Titrationskurve erheblich beeinflusst. Bei einer 0,1 molaren Lösung wurde der Graph der pH-Änderung unklar. Weder die markanten Stellen wie der Pufferbereich in der Nähe der pK_S -Punkte noch der isoelektrische Punkt waren eindeutig zu erkennen. Ein weiterer Versuchsstart mit einer einmolaren Lösung der jeweiligen Aminosäure lieferte einen exakten und interpretierbaren Kurvenverlauf.

Bei der Herstellung der Versuchslösungen ergab sich ein weiteres, unerwartetes Problem. Bei der Asparaginsäure beispielsweise wurde mittels der elektronischen Waage eine bestimmte Stoffmenge des Pulvers abgewogen und mit der doppelten Stoffmenge Natronlauge gelöst. Dann müssten beide Säuregruppen deprotoniert sein, die Asparaginsäure also als Dianion vorliegen. Der pH-Wert betrug zu diesem Zeitpunkt nur 8,5. Da für eine gute Messung mindestens der pK_S der Seitenkette überschritten werden muss, wurde die Stoffmenge der Lauge auf das Dreifache der Asparaginsäure erhöht. Gegen die Erwartungen war die Aminosäure in der Lage die Laugenzugabe so gut abzupuffern, dass der erreichte pH noch nicht für eine Titration ausreichend war. Erst durch die Zugabe einer beträchtlichen Menge Natronlauge wurde der pH 13,5 erreicht. Bei Alanin und Lysin war eine starke Übersäuerung notwendig. Später wurde außerdem festgestellt, dass sich der Titrationsstart auf den Kurvenverlauf auswirkt. Ein Start im stark Sauren (pH 1,7) beziehungsweise stark Alkalischen (pH 13,5) führte zu wesentlich besseren Graphen.

Die starke Änderung des pH-Wertes am Beginn der professionellen Experimente der Fachliteratur konnte im Schulversuch nicht nachvollzogen werden. Vermutlich würde ein Start im stark Sauren (kleiner pH 1) oder stark Alkalischen (größer pH 14) den Kurvenverlauf verbessern, dies wurde jedoch nicht eigens getestet.

2.2 MESSUNGEN

2.2.1 ALANIN

Alanin ist eine Monoamino-monocarbon-Aminosäure. Es wird in die Gruppe der Aminosäuren mit unpolarem, aliphatischem Rest eingeordnet.



3D-Modell:

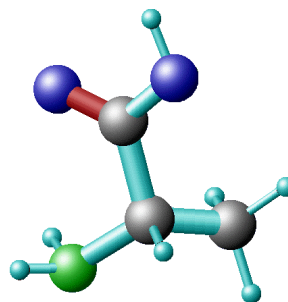


Abbildung 11

Abkürzung:	Ala (A)
IEP:	6,00
pK ₁ :	2,35
pK ₂ :	9,87
Molare Masse:	89,1 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Zersetzungspunkt:	297° C

Die molare Masse errechnet sich zu $89,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Um eine einmolare Lösung zu erhalten, müsste man 89,1 g des Alaninpulvers auf 1 Liter mit Wasser auffüllen. Für 25 ml (also $\frac{1}{40}$ Liter) dieser Lösung benötigt man demzufolge den 40. Teil der Masse, was 2,228 g entspricht. Mittels der Elektronenwaage werden genau 2,228 g des Pulvers abgewogen und in einmolarer Salzsäure gelöst. Um einen sehr sauren pH-Wert, der für eine vollständige Titrationskurve nötig ist, zu erreichen, muss das Lösungsmittel im Überschuss zugegeben werden.

Dann wird die Alaninlösung mit einmolarer Natronlauge titriert. Der folgende Graph veranschaulicht den Verlauf des Versuchs.

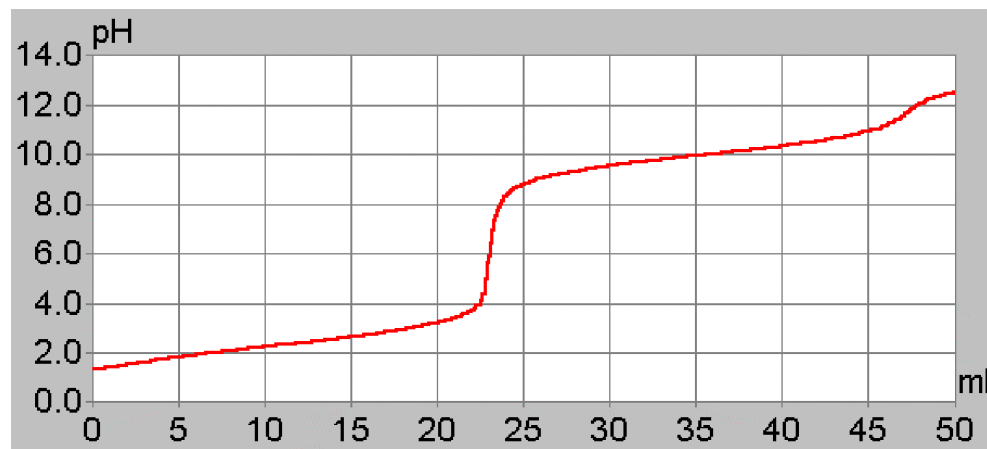


Abbildung 12
Titrationskurve des Alanins

Da das Alanin im Vergleich zur Asparaginsäure und dem Lysin den einfachsten Bau aufweist, ist die Kurve erwartungsgemäß am besten zu interpretieren.

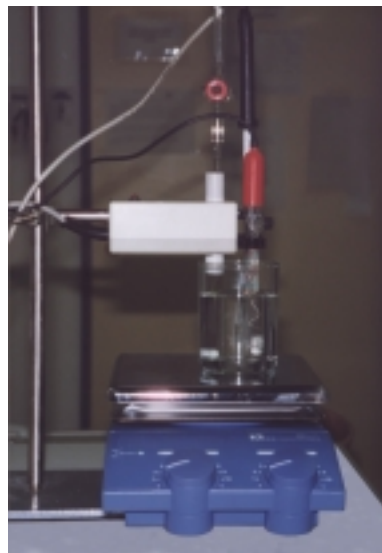
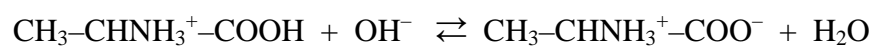


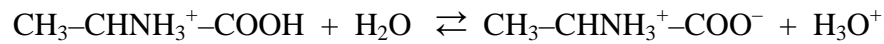
Abbildung 13
Alaninlösung am Versuchsbeginn

Am Startpunkt der Titration – etwa bei pH 1,7 – liegt das Alanin fast nur in der protonierten Form vor, bei der die Aminogruppe ein Proton aufgenommen hat und die Carboxylgruppe vollständig ist. Die Ionen sind also vorherrschend positiv geladen. Die Löslichkeit der Moleküle ist in dieser monopolen Form sehr hoch, es entsteht eine völlig klare Lösung. Das nebenstehende Bild dokumentiert den Versuchsbeginn.

Während der Laugenzugabe verschiebt sich dieses chemische Gleichgewicht mehr und mehr in Richtung der dipolaren Ionen. Dies geschieht gemäß der Gleichung:



Am pK_1 liegt dann ein äquimolares Gemisch des Kations und des Zwitterions vor. Das Kation fungiert durch sein überschüssiges Proton als Säure, das dipolare Teilchen ist die korrespondierende Base. Die beiden Formen verbindet dementsprechend die folgende Konkurrenzreaktion:



Auf diese Gleichung angewandt liefert das Massenwirkungsgesetz folgenden Ausdruck:

$$K_s = \frac{c(\text{CH}_3\text{CHNH}_3^+\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{CH}_3\text{CHNH}_3^+\text{COOH})}$$

Da das Zwitterion und das Kation am pK_1 in einem äquimolaren Gemisch vorliegen, gilt:

$$K_s = \frac{c(\text{CH}_3\text{CHNH}_3^+\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{CHNH}_3^+\text{COOH})} \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{1}{1} \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Gemäß der Definitionen $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $\text{p}K_s = -\log K_s$ folgt dann:

$$K_s = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$-\log K_s = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\text{p}K_s = \text{pH}$$

Das Zentrum des Pufferbereichs des aus dem Versuch erhaltenen Graphen liegt etwa im Bereich von pH 2 und bestätigt diese Überlegung. Der pK_1 markiert den ersten Wendepunkt der Kurve, der bei der vorliegenden Messung durchaus erkennbar ist.

Durch die Konkurrenzreaktion der äquimolar vorhandenen Formen ist ein Puffer entstanden, der die pH-Änderung verlangsamt. Aus der gemessenen Kurve ist dies ersichtlich. Der Graph müsste theoretisch vom Start weg etwas steiler ansteigen, dann zunehmend flacher werden, bis er bei pH 2,35 einen Flach- und Wendepunkt durchläuft, aber die Tendenz ist erkennbar.

Je mehr sich der pH vom Wendepunkt entfernt und dem isoelektrischen Punkt nähert, desto extremer wirkt sich die weitere Laugenzugabe aus, bis schließlich am IEP ein einziger Tropfen Base einen pH-Sprung über etwa zwei pH-Einheiten bewirkt.

Am isoelektrischen Punkt liegen die Alaninmoleküle fast vollständig in der dipolaren Form $\text{CH}_3\text{CHNH}_3^+\text{COO}^-$ vor. Der Versuch zeigte den Idealfall; das Alanin fiel als weißer Niederschlag aus der

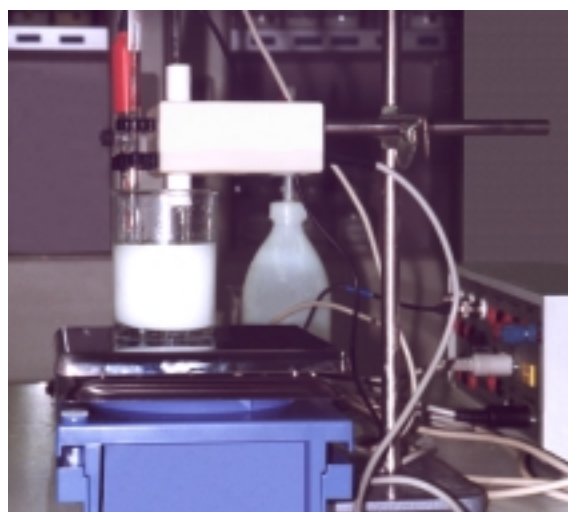
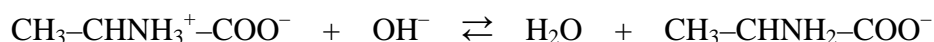


Abbildung 14
Alaninlösung am isoelektrischen Punkt

Lösung aus. Die weitere Zufuhr von Hydroxidionen bewirkt ein Verschieben des chemischen Gleichgewichts auf die rechte Seite der folgenden Gleichung:



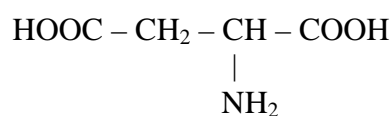
Äquivalent zur Entwicklung im stark Säuren nimmt hier die Konzentration des Anions gegenüber dem Zwitterion zu. Je mehr sich das Verhältnis der beiden Formen angleicht, desto mehr wird die weitere pH-Steigerung durch die Lösung abgepuffert, was sich durch einen flacheren Kurvenverlauf äußert. Bei pH 9,87 liegt wieder eine äquimolare Lösung einer schwachen Säure (in diesem Fall das Zwitterion) und ihrem Salz (das Kation), also ein Puffer vor. Die Kurve durchläuft wiederum einen Wendepunkt und steigt danach wieder steiler an, wenn das Alanin vollständig als Kation vorliegt und der pH nur noch durch die Zugabe der starken Lauge beeinflusst wird.

Für die im Folgenden untersuchten Aminosäuren, die Asparaginsäure und das Lysin, ist eine äquivalente Diskussion der Titrationskurven möglich, worauf auf Grund des Umfangs in dieser Arbeit nicht eingegangen wird.

2.2.2 ASPARAGINSÄURE

Asparaginsäure ist eine Monoamino-dicarbon-Aminosäure und gehört zur Gruppe der Aminosäuren mit negativ geladenem, organischem Rest.

Formel:



3D-Modell:

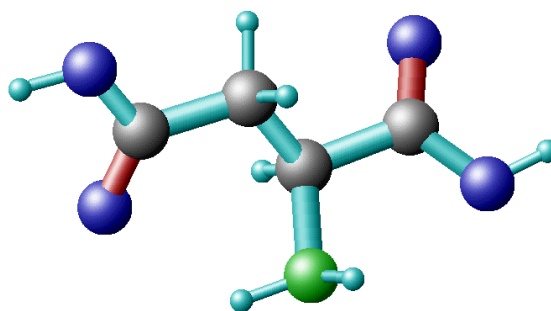


Abbildung 15

Abkürzung:	Asp (D)
IEP:	2,77
pK ₁ :	1,99
pK ₂ :	3,90
pK ₃ :	10,00
Molare Masse:	133,1 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Zersetzungspunkt:	270° C

Durch die zweite Carboxylgruppe in der Seitenkette liegt der isoelektrische Punkt tiefer als beim Alanin, da sie zur Erzeugung des Zwitterions erst durch weitere Säurezugabe protoniert werden muss.

Analog zum ersten Versuch wurde die Stoffmenge abgewogen, die für 25 ml einer einmolaren Lösung nötig ist. Im Falle der Asparaginsäure waren dies 3,328 g. Diese wurden in einem Überschuss an Natronlauge gelöst, wodurch der pH-Wert 13,5 erreicht wurde.

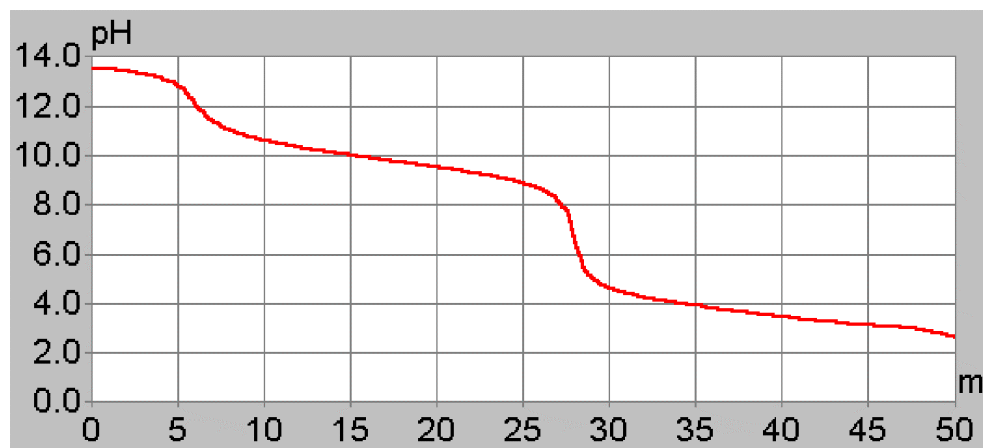


Abbildung 16
Titrationskurve der Asparaginsäure

Die Asparaginsäure enthält in ihrer Seitenkette eine zweite Carboxylgruppe, die während der Titration ebenfalls reagiert. Dieser Protonierungs- beziehungsweise Deprotonierungsvorgang besitzt ebenfalls einen eigenen Kurvenverlauf. Da sich dieser mit der Kurve des Molekülstamms überlagert, ist das Titrationsergebnis weitaus schwieriger zu deuten als beim Alanin.

Am Anfang der Titration, die im stark Alkalischen beginnt, steht das Dianion. Beide Carboxylgruppen sind durch die hohe Hydroxidionenkonzentration deprotoniert und tragen eine negative Ladung. Der pK_3 markiert in diesem Fall den pH, an dem die Säuregruppe der Seitenkette einen Wasserstoffkern aufnimmt.

Bei weiterer Säurezugabe folgt die Konkurrenz zwischen den bereits bestehenden Zwitterionen $\text{COOH-CH}_2\text{-CHNH}_3^+\text{-COO}^-$ und den restlichen Anionen $\text{COOH-CH}_2\text{-CHNH}_2\text{-COO}^-$, die, analog zur Alanintitration, für kurze Zeit die pH-Änderung abpuffert.

Nach dem isoelektrischen Punkt werden mehr und mehr Kationen $\text{COOH-CH}_2\text{-CHNH}_3^+\text{-COOH}$ gebildet, was durch die noch vorhandenen Zwitterionen, dem korrespondierenden Salz zur schwachen Säure, welche die Kationen darstellen, zu einer erneuten Pufferwirkung führt.

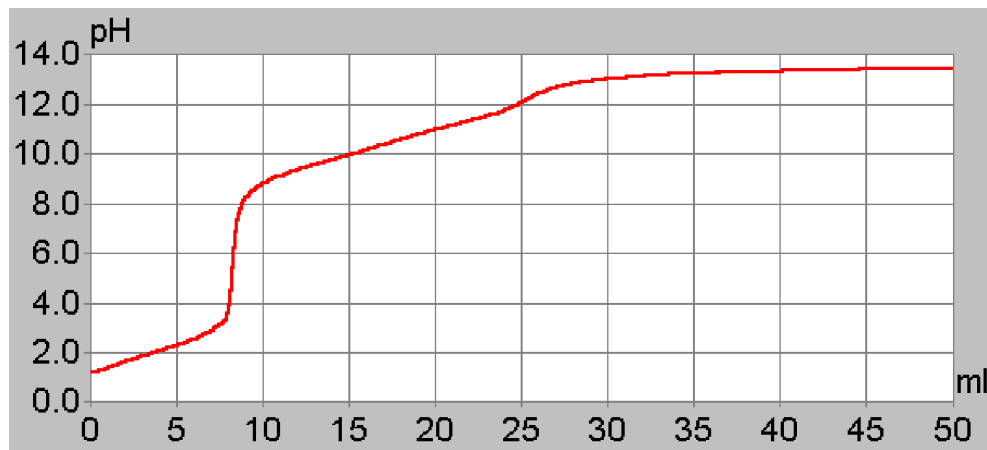


Abbildung 18
Titrationskurve des Lysins

Analog zur Asparaginsäure übt die protonierbare Seitenkette des Lysins einen negativen Effekt auf die Eindeutigkeit des Kurvenbildes aus.

Der erste Pufferbereich befindet sich in der Umgebung des pH 2,16 und verläuft wesentlich steiler, also schlechter gepuffert als beim Alanin und der Asparaginsäure. Der zweite Abschnitt im Umkreis des pH 10,80 ist im Vergleich zu den anderen getesteten Aminosäuren ebenso schwach ausgeprägt.

2.3 AUSWERTUNG

Die Ergebnisse der Experimente folgen im Großen und Ganzen den Erwartungen. An den Kurvenverläufen gibt es in Bezug auf die Genauigkeit nichts zu beanstanden, wie im Folgenden noch aufgezeigt wird.

Die Titrationskurve des einfachsten der getesteten Stoffe, des Alanins, ist hinsichtlich des in der Literatur angegebenen Verlaufs außerordentlich exakt.

Die Asparaginsäure ließ zunächst im Hinblick auf die Lage des isoelektrischen Punktes einige Unklarheiten aufkommen. Erst die Einsicht in die Fachliteratur führte zur Bestätigung des Versuchsergebnisses. Das Kurvenbild läßt zwar im Rahmen dieses Schulversuches keine weiterführende Deutung zu, ist jedoch mit den in der Literatur abgedruckten Resultaten konform.

Gleiches gilt für das Lysin. Der Einfluss der Seitenkettenreaktion wirkt sich zu stark auf den Kurvenverlauf aus, als dass das Ergebnis sich noch weiter deuten ließe. Der Vergleich mit der Fachliteratur führte jedoch auch hier zur Bestätigung der erhaltenen Kurve.

Das folgende Bild, die Überlagerung einer aus der Literatur entnommenen Idealkurve (schwarz) und der im Versuch erhaltenen Kurve (rot) des Alanins, zeigt, dass sich der Schulversuch durchaus mit einem professionellen Experiment messen kann. Um diese Überlagerung korrekt durchzuführen, musste der Graph aus der Fachliteratur am Beginn etwas gekürzt werden, um einen einheitlichen Startwert für den pH sicherzustellen und wurde insgesamt auf die benötigte Breite gestreckt.

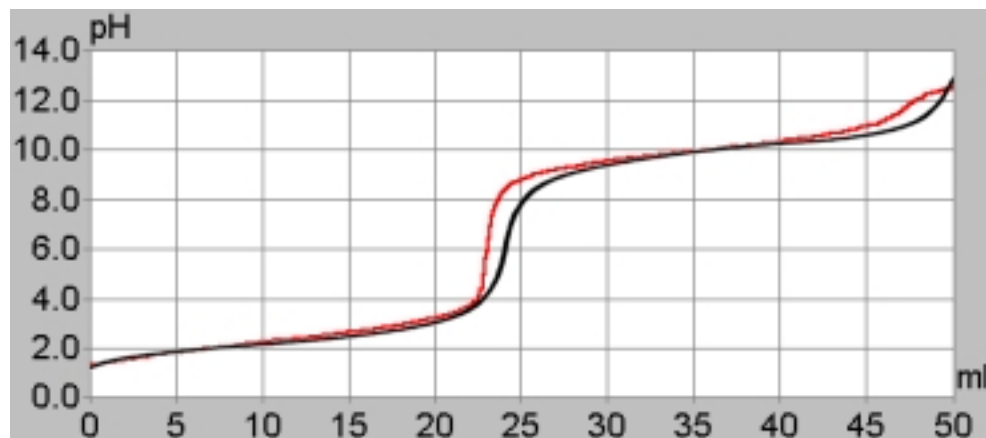


Abbildung 19
Kurvenüberlagerung der Alaninergebnisse

Der etwas steilere Graphenverlauf am isoelektrischen Punkt ist vermutlich durch die stärkere Konzentration der Lauge zu erklären. Im Schulversuch wurde hierzu eine einmolare Natronlauge verwendet, die mit einer Tropfengröße von etwa 0,055 ml zugegeben wurde. Bei geringerer Tropfengröße beziehungsweise einer geringeren Konzentration dürfte der wesentlich weichere Kurvenverlauf der Literatur durchaus zu erreichen sein.

Unklarer als das Verhalten am IEP ist allerdings das Ende der Graphen, das sich in seinem Verlauf voneinander unterscheidet. Am wahrscheinlichsten ist hier wohl ein unerwünschter Nebeneffekt, der im professionellen Experiment umgangen werden konnte.

Auch die Überlagerung der Lysinkurve zeigt ein zufriedenstellendes Ergebnis. Die Kurve aus der Literatur (schwarz) endet zwar bei pH 12,

jedoch ist der Graphenverlauf über diesem Wert nicht für den Versuch maßgeblich, da der pK_S der Seitengruppe 10,8 beträgt.

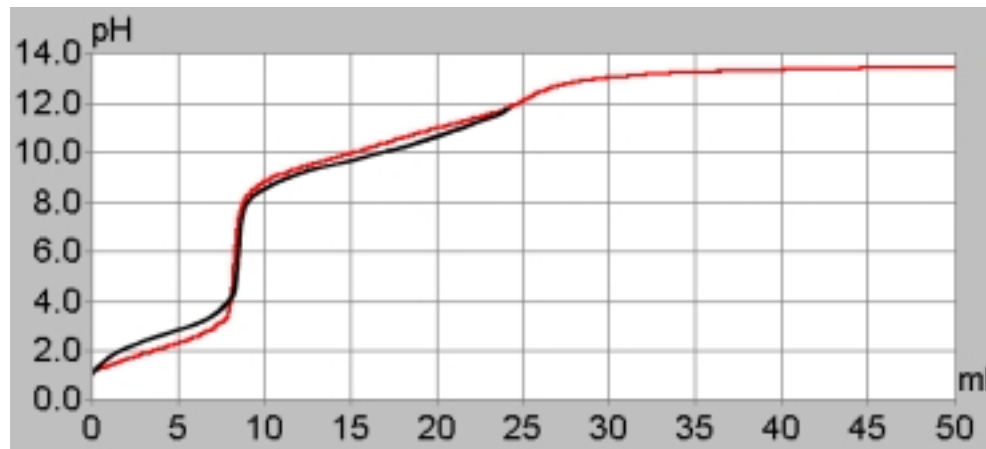


Abbildung 20
Kurvenüberlagerung der Lysinergebnisse

Auffallend ist abermals der Beginn der Kurve, der im professionellen Experiment wesentlich weicher verläuft. Ab dem isoelektrischen Punkt sind die beiden Graphen jedoch annähernd deckungsgleich.

Trotz einer großen Auswahl an Literatur war in keinem der verwendeten Fachbücher die Kurve einer Asparaginsäuretitration abgedruckt, deren Vergleich ebenso interessant gewesen wäre. Angesichts der hervorragenden Ergebnisse der beiden durchgeführten Überlagerungen, kann jedoch durchaus von einem gleichermaßen guten Verlauf ausgegangen werden, zumal die erhaltene Kurve den am besten getroffenen, weichen Verlauf zeigt.

3. ZUSAMMENFASSUNG

Die an den drei Beispielen durchgeführten Messungen bestätigen die Theorie mit hinreichender Genauigkeit.

Insgesamt fiel die Versuchsreihe durchaus zufriedenstellend aus. Im Rahmen der Möglichkeiten wurde das Optimum an Präzision erreicht, und die erhaltenen Resultate sind in jeder Hinsicht akzeptabel.

Die Ergebnisse halten einem Vergleich mit den professionellen Experimenten der Literatur bis auf wenige Punkte stand. Angesichts der Tatsache, dass es sich um Schülerversuche handelt, sind diese Abweichungen jedoch ohne weiteres tragbar.

Der Computer hat sich als Alternative zur zeitaufwendigen Titration per Hand bewährt. Trotz der bereits angesprochenen Schwierigkeiten bedeutete der Einsatz der computergestützten Apparatur insgesamt eine außerordentliche Erleichterung bei der Erstellung der Messergebnisse. Problemlos ist diese Vorgehensweise jedoch noch lange nicht. Hinsichtlich der Genauigkeit sind die im Gegensatz dazu kleinen Probleme bei der Handhabung allerdings vertretbar und stehen in keinem Vergleich zu der mühevollen Erstellung der Titrationskurven per Hand.

LITERATURNACHWEIS

- [1] Arni, Arnold
Grundkurs Chemie II – Organische Chemie
VCH Verlagsgesellschaft mbH, Weinheim, 1995
- [2] Benton, William / Hemingway-Benton, Helen (Herausgeber)
Encyclopædia Britannica - Micropædia
Volume 2 of 30, 15th Edition
- [3] Beyer, Hans / Walter, Wolfgang
Lehrbuch der Organischen Chemie
21., völlig neubearbeitete und erweiterte Auflage, Hirzel Verlag, Stuttgart, 1988
- [4] Buddrus, Joachim
Grundlagen der organischen Chemie
2., verbesserte und erweiterte Auflage, Walter de Gruyter Verlag, Berlin, 1990
- [5] Christen, Hans Rudolf / Freytag, Kurt
Chemie organischer Naturstoffe
Verlag Diesterweg/Salle, Frankfurt am Main, Verlag Sauerländer AG, Aarau, 1974
- [6] Christen, Hans Rudolf
Einführung in die Chemie
6., durchgesehene Auflage, Verlag Diesterweg/Salle, Frankfurt am Main, 1971
- [7] Christen, Hans Rudolf
Grundlagen der organischen Chemie
6. Auflage, Otto Salle Verlag GmbH & Co., Frankfurt am Main, Verlag Sauerländer AG, Aarau, 1985
- [8] Froböse, Rolf
Schlüssel zur Chemie
ECON Verlag, Düsseldorf, Wien, New York, 1988
- [9] Hafner, Lutz
Biochemie
Hermann Schroedel Verlag KG, Hannover, 1980
- [10] Hart, Harold
Organische Chemie: ein kurzes Lehrbuch
VCH Verlagsgesellschaft mbH, Weinheim, 1989
- [11] Hüntel, Michael
Abitur Training Chemie 1 – Grundlagen und Aufgaben mit Lösungen – Grundkurs
2., überarbeitete Auflage, Stark Verlagsgesellschaft mbH, Freising, 1996
- [12] Jakob, Ottomar / Hoffmann, Werner / Glöckner, Wolfgang
Struktur und Reaktionsverhalten organischer Verbindungen
C. C. Buchners Verlag, Bamberg, 1990

- [13] Karlson, Peter / Doenecke, Detlef / Koolman, Jan
Kurzes Lehrbuch der Biochemie für Mediziner und Naturwissenschaftler
14., neubearbeitete Auflage, Georg Thieme Verlag, Stuttgart, 1994
- [14] Knodel, Hans / Bäbeler, Ulrich / Danzer, Albert / Kull, Ulrich
Linder Biologie – Lehrbuch für die Oberstufe
18., völlig neubearbeitete Auflage, J. B. Metzlersche Verlagsbuchhandlung und
Carl Ernst Poeschel Verlag GmbH, Stuttgart, 1978
- [15] Lehninger, Albert Lester
Biochemie
Verlag Chemie, Weinheim, 1975
- [16] Lehninger, Albert Lester
Grundkurs Biochemie
2., verbesserte Auflage, Walter de Gruyter Verlag, Berlin, 1985
- [17] Löwe, Bernd
Biochemie
C.C. Buchners Verlag, Bamberg, 1993
- [18] Meinhard / Moisl
Abiturtraining Biologie 1 – Aufgaben mit Lösungen – Leistungskurs
Stark Verlagsgesellschaft mbH, Freising, 1995
- [19] Microsoft Corporation
Microsoft Encarta 98 Enzyklopädie
© & ® 1993 – 1997 Microsoft Corporation
- [20] Morrison, Robert T. / Boyd, Robert N.
Lehrbuch der Organischen Chemie
3., völlig neu bearbeitete Auflage, VCH Verlagsgesellschaft mbH, Weinheim, 1986
- [21] Mortimer, Charles E.
Chemie
6., völlig neubearbeitete und erweiterte Auflage, Georg Thieme Verlag, Stuttgart, 1996
- [22] Pine, Stanley H. / Hendrickson, James B. / Cram, Donald J. / Hammond, George S.
Organische Chemie
Friedrich Vieweg & Sohn Verlagsgesellschaft mbH, Braunschweig, 1987
- [23] Reuber, Dr. Rudolf / Groß Konrad
Periodentafel der Elemente
23., überarbeitete Auflage 1995, Westermann Schulbuchverlag GmbH,
Braunschweig, 1968
- [24] Streitwieser, Andrew / Heathcock, Clayton / Kosower, Edward
Organische Chemie
2. Auflage, VCH Verlagsgesellschaft, Weinheim, 1994

QUELENNACHWEIS

Einl.	[21]	Seite 10
1.1.1	[15]	Seite 49
	[20]	Seite 1253
	[18]	Seite 69
	[16]	Seite 43
	[19]	»Proteine«
	[3]	Seite 822
	[8]	Seite 162
	[9]	Seite 30
	[10]	Seite 365
	[20]	Seite 1253
1.1.2	[24]	Seite 963
	[20]	Seite 1253f
	[9]	Seite 31
	[17]	Seite 27
1.2.1	[16]	Seite 25
	[9]	Seite 30f
	[20]	Seite 1256
	[7]	Seite 290
1.2.2	[15]	Seite 68
	[12]	Seite 150ff
	[11]	Seite 108f
	[1]	Seite 30f
	[5]	Seite 52
1.2.3	[21]	Seite 593
	[24]	Seite 963
	[15]	Seite 64
1.3.1	[24]	Seite 963
1.3.2	[7]	Seite 290f
	[20]	Seite 1256ff
1.3.3	[20]	Seite 1258
	[24]	Seite 966f
1.3.4	[24]	Seite 963f
	[7]	Seite 288

Die IEP-Werte wurden der Literatur 7, Seite 289 entnommen.

Die Zersetzungspunkte und pK_x -Werte entstammen der Literatur 24, Seite 966.

Zur Berechnung der molaren Massen wurde die Literatur 23 hinzugezogen.

ABBILDUNGEN

Abbildung 1	Seite 1	: 3D-Modell Tryptophan http://www.chemie.uni-jena.de/cosmos/aminoac.html
Abbildung 2	Seite 3	: Antoine Lavoisier [21], Seite 5
Abbildung 3	Seite 3	: Johannes Nicolaus Brønsted [2], S. 296
Abbildung 4	Seite 5	: Cytochrom c [16], Seite 43
Abbildung 5	Seite 5	: Entstehung einer Peptidbindung [19], Stichwort »Aminosäuren«
Abbildung 6	Seite 6	: Stanley L. Miller http://exobio.ucsd.edu/miller.html
Abbildung 7	Seite 9	: Funktionsweise eines einfachen Polarimeters [12], S. 151
Abbildung 8	Seite 10	: Emil Fischer [12], Seite 152
Abbildung 9	Seite 14	: Lösungsvorgang eines Salzes [6], Seite 169
Abbildung 10	Seite 16	: Die Versuchsanordnung Eigenes Foto des Versuches
Abbildung 11	Seite 19	: 3D-Modell Alanin http://www.chemie.uni-jena.de/cosmos/aminoac.html
Abbildung 12	Seite 20	: Titrationskurve des Alanins Screenshot des Versuchsergebnisses
Abbildung 13	Seite 19	: Alaninlösung am Versuchsbeginn Eigenes Foto des Versuches
Abbildung 14	Seite 22	: Alaninlösung am isoelektrischen Punkt Eigenes Foto des Versuches
Abbildung 15	Seite 23	: 3D-Modell Asparaginsäure http://www.chemie.uni-jena.de/cosmos/aminoac.html
Abbildung 16	Seite 24	: Titrationskurve der Asparaginsäure Screenshot des Versuchsergebnisses
Abbildung 17	Seite 25	: 3D-Modell Lysin http://www.chemie.uni-jena.de/cosmos/aminoac.html
Abbildung 18	Seite 26	: Titrationskurve des Lysins Screenshot des Versuchsergebnisses
Abbildung 19	Seite 27	: Kurvenüberlagerung der Alaninergebnisse Screenshot des Versuchsergebnisses und [15], Seite 33
Abbildung 20	Seite 28	: Kurvenüberlagerung der Lysinergebnisse Screenshot des Versuchsergebnisses und [15], Seite 33

ERKLÄRUNG

Ich erkläre, dass ich die Facharbeit ohne fremde Hilfe angefertigt und nur die im Literaturverzeichnis angeführten Quellen und Hilfsmittel benutzt habe.

Sennfeld, den 20. 11. 1998

Benjamin Bulheller

BEWERTUNG

Note: _____

Punkte: _____

Zurückgegeben am: _____

Unterschrift des Kursleiters: _____