

2027

>30 Millionen
bestandene
Prüfungen

50
Jahre
STARK

STARK
Prüfung

**MEHR
ERFAHREN**

G9 Abitur

NRW

Chemie GK/LK

- ✓ Original-Prüfungsaufgaben
mit Lösungen
- ✓ Übungsaufgaben im Stil des
neuen Abiturs
- ✓ Interaktives Training und
Lernvideos



Inhaltsverzeichnis

Vorwort

Stichwortverzeichnis

Hinweise und Tipps zum Zentralabitur

1	Ablauf der Prüfung	I
2	Inhalte der Prüfungsaufgaben	II
3	Leistungsanforderungen	V
3.1	Inhaltsbezogene Anforderungen	V
3.2	Methodenbezogene Anforderungen	V
3.3	Aufgabenstruktur und Aufgabentypen	VI
3.4	Bewertung der Aufgaben	VII
4	Anforderungsbereiche und Operatoren	VIII
5	Methodische Hinweise und allgemeine Tipps zur schriftlichen Prüfung	XI
5.1	Lösungsplan zur Bearbeitung der Aufgaben	XI
5.2	Tipps zur Analyse von Tabellen, Diagrammen und Abbildungen	XIII
5.3	Tipps zur Bearbeitung der experimentellen Aufgabe	XIV
5.4	Häufig anzutreffende Fehlertypen im Fach Chemie	XV

Übungsaufgaben im Stil der neuen Abiturprüfung

Leistungskurs

Aufgabe 1: Toluol als Wasserstoffträger (Reaktionswege in der organischen Chemie)	1
Aufgabe 2: Korrosion und Korrosionsschutz (Elektrochemische Prozesse und Energetik; Moderne Werkstoffe)	10
Aufgabe 3: Elektrolysen in Labor und Industrie (Elektrochemische Prozesse und Energetik)	21
Aufgabe 4: Der C4-Schnitt: Butenisomere in der Industrie (Reaktionswege in der organischen Chemie; Elektrochemische Prozesse und Energetik; Moderne Werkstoffe)	30

Grundkurs

Aufgabe 1: Von Erdöl und Erdgas zum Produkt (Reaktionswege in der organischen Chemie; Elektrochemische Prozesse und Energetik; Moderne Werkstoffe)	39
Aufgabe 2: Schwefelsäure (Säuren, Basen und analytische Verfahren; Elektrochemische Prozesse und Energetik)	45
Aufgabe 3: Alkanole und ihre Reaktionsprodukte (Reaktionswege in der organischen Chemie; Moderne Werkstoffe; Säuren, Basen und analytische Verfahren)	52

Original-Abituraufgaben

Leistungskurs 2022

Aufgabe 1: „Gezieltes Heilen“ durch Nano-Polyester	LK 2022-1
Aufgabe 2: Korrosionsprobleme im Bootssport	LK 2022-10
Aufgabe 3: Gelbe Farbstoffe in Safran und Kurkuma	LK 2022-19

Leistungskurs 2023

Aufgabe 1: Anlaufen und Reinigen von Silber	LK 2023-1
Aufgabe 2: Ballistische Schutzwesten	LK 2023-11
Aufgabe 3: Carmoisin – Synthese und Einsatz als Lebensmittelfarbstoff	LK 2023-19

Leistungskurs 2024

Aufgabe 1: Ameisensäure	LK 2024-1
Aufgabe 2: Redox-Flow-Batterien mit dem Element Eisen.....	LK 2024-10
Aufgabe 3: Kunststoffe auf dem Bau	LK 2024-18

Leistungskurs 2025

Aufgabe 1: Phosphorsäure und Phosphate – vielfach verwendete Lebensmittelzusatzstoffe	LK 2025-1
Aufgabe 2: Chemie trifft Kunst – Radierungen	LK 2025-12
Aufgabe 3: Altes, neues Plexiglas®	LK 2025-21
Aufgabe 4: Prontosil – der heilsame Farbstoff	LK 2025-31

Leistungskurs 2026

Aufgaben www.stark-verlag.de/mystark
Sobald die Musterlösungen zu den Original-Prüfungsaufgaben 2026 ausgearbeitet und redaktionell geprüft sind, können Sie die Aufgaben und Lösungen als PDF auf der Plattform MySTARK herunterladen (Zugangscode vorne im Buch).

Die Original-Prüfungsaufgaben der **Grundkurse 2022–2026** samt Lösungen stehen wie der LK 2026 zum Download auf MySTARK zur Verfügung.

Autoren

Stefan Mutke:	Lösungen der GK- und LK-Aufgaben 2025, 2026: GK-Aufgaben 1–3 und LK-Aufgaben
Dr. Stephan Kienast:	Lösungen der GK- und LK-Aufgaben 2025, 2026: GK-Aufgabe 4; LK-Übungsaufgaben 2 und 3; GK-Übungsaufgabe 1
Dr. Michael Linkwitz:	Lösungen der GK- und LK-Aufgaben 2022–2024
Thomas Gerl:	GK-Übungsaufgabe 1
Cay Götz:	LK-Übungsaufgabe 4, GK-Übungsaufgaben 1–3
Christoph Maulbetsch:	LK-Übungsaufgabe 1

Vorwort

Liebe Schülerinnen und Schüler,

das vorliegende Buch bietet Ihnen die Möglichkeit, sich optimal auf die **schriftliche G9-Abiturprüfung 2027 in Nordrhein-Westfalen** im **Leistungskurs** und im **Grundkurs Chemie** vorzubereiten.

Im Abschnitt „**Hinweise und Tipps zum Zentralabitur**“ bieten wir Ihnen dazu zunächst einen Überblick über:

- den **Ablauf** und die **Anforderungen** des **Zentralabiturs 2027** in NRW. Dies hilft Ihnen, die formalen Rahmenbedingungen für das Zentralabitur kennenzulernen und die Prüfungssituation besser einzuschätzen.
- die erfolgreiche Bearbeitung der Prüfungsaufgaben. Die „**Tipps zum Umgang mit Prüfungsaufgaben**“ zeigen Ihnen konkret, wie Sie erfolgreich an die Aufgaben der schriftlichen Abiturprüfung herangehen können.

Dieses Buch enthält neben **Übungsaufgaben** für den **LK** und den **GK**, die im Stil der neuen Abiturprüfung angelegt sind, die **Original-Prüfungsaufgaben** von **2022** bis **2026**. Sobald die **Abiturprüfungen 2026** des LK und des GK zur Veröffentlichung freigegeben sind, können sie als PDF auf der Plattform MySTARK heruntergeladen werden. Zu allen Aufgaben bieten wir Ihnen **ausführliche, kommentierte Lösungsvorschläge mit Tipps und Hinweisen zur Lösungsstrategie**.

Da die Inhalte der **Grundkursaufgaben** denen der Leistungskurse stark ähneln, sind die GK-Prüfungsaufgaben 2022 bis 2025 sowie die dazugehörigen ausführlichen Lösungen nicht abgedruckt, sondern stehen ebenfalls als **Download** zur Verfügung.

Lernen Sie gerne am **PC** oder **Tablet**? Nutzen Sie die Plattform MySTARK, um mithilfe von **interaktiven Aufgaben** Ihr chemisches Fachwissen effektiv zu trainieren. Außerdem stehen Ihnen hier hilfreiche **Lernvideos** zu zentralen Themen zur Verfügung (Zugangscode vorne im Buch).



Sollten nach Erscheinen dieses Bandes noch wichtige Änderungen in der Abiturprüfung 2027 vom Schulministerium NRW bekanntgegeben werden, sind aktuelle Informationen dazu online auf der Plattform MySTARK abrufbar.

Das Autorenteam und der Verlag wünschen Ihnen für die Prüfungsvorbereitung und Ihre schriftliche Abiturprüfung viel Erfolg!

Hinweise und Tipps zum Zentralabitur

1 Ablauf der Prüfung

In Nordrhein-Westfalen findet die Abiturprüfung in Form des Zentralabiturs statt, d. h., alle Schülerinnen und Schüler mit Leistungskurs oder Grundkurs Chemie schreiben ihre Abiturklausur jeweils an demselben Tag. Landesweit erhalten alle Schulen dieselben Prüfungsaufgaben.

Als Prüfling werden Ihnen **vier Aufgaben** vorgelegt, von denen Sie **drei zur Bearbeitung auswählen** müssen. Die **Bearbeitungszeit** für die **Leistungskursklausur** beträgt **300 Minuten**, für die **Grundkursklausur 255 Minuten** – jeweils inklusive der Auswahlzeit. Denken Sie daran: Je schneller Sie sich darüber im Klaren sind, welche drei Aufgaben Sie bearbeiten wollen, desto mehr Zeit haben Sie für deren Bearbeitung. Für den Fall, dass eine „**Fachpraktische Aufgabe**“ gestellt wird, kann sich die Gesamtbearbeitungszeit erhöhen.

Bis zur Prüfung 2024 wurden den Abiturientinnen und Abiturienten zwei Aufgaben vorgelegt, die beide bearbeitet werden mussten. Die Bearbeitungszeit für die Leistungskursklausur betrug 270 Minuten, für die Grundkursklausur 225 Minuten.

Folgende Hilfsmittel sind während der Abiturprüfung zugelassen:

- Deutsches Wörterbuch
- Wissenschaftlicher Taschenrechner (mit oder ohne Grafikfähigkeit oder ein CAS-Taschenrechner)
- Dokument mit Formeln und relevanten Werten im Fach Chemie
(zu finden unter: https://www.standardsicherung.schulministerium.nrw.de/system/files/media/document/file/formeldokument_chemie_2024.pdf)

Aufgabenarten

Für die schriftliche Abiturprüfung sind folgende Aufgabenarten vorgesehen:

- Durchführung und Bearbeitung eines **Schülerexperiments**
- Bearbeitung einer Aufgabe, die auf sonstigen **fachspezifischen Vorgaben** basiert.

Die Inhalte dieser Vorgaben können z. B. vermittelt werden in Form von Beschreibungen nicht vorgeführter Experimente, Texten, Bildern, Tabellen, Graphen, vorgegebenen Messreihen.

Mischformen der genannten Aufgabenarten sind möglich. Eine ausschließlich aufsatzartig zu bearbeitende Aufgabenstellung, d. h., eine Aufgabe ohne Material- oder Experimentbezug, ist nicht zulässig.

2 Inhalte der Prüfungsaufgaben

Grundlage für die zentral gestellten schriftlichen Aufgaben der Abiturprüfung sind die verbindlichen Vorgaben des aktuellen Kernlehrplans für die gymnasiale Oberstufe. Zusätzlich werden jedes Jahr die inhaltlichen Schwerpunkte des Kernlehrplans für den Unterricht in der Qualifikationsphase konkretisiert. Durch diese **Fokussierung** soll gesichert werden, dass alle Schülerinnen und Schüler, die das Abitur ablegen, gleichermaßen über die notwendigen inhaltlichen Voraussetzungen für eine angemessene Anwendung der Kompetenzen bei der Bearbeitung der zentral gestellten Aufgaben verfügen.

Folgende **Schwerpunkte und Fokussierungen** gelten für das Jahr 2027 (*kursiv* gesetzte Inhalte gelten **nur für den Leistungskurs**; auch abrufbar unter:

<https://www.standardsicherung.schulministerium.nrw.de/zentralabitur-gost/faecher/chemie/>):

Säuren, Basen und analytische Verfahren

Protolysereaktionen: Säure-Base-Konzept nach Brønsted, Säure-/Base-Konstanten (K_S , pK_S , K_B , pK_B), Reaktionsgeschwindigkeit, chemisches Gleichgewicht, Massenwirkungsgesetz (K_C), pH-Wert-Berechnungen wässriger Lösungen von starken Säuren und starken Basen, *pH-Wert-Berechnungen wässriger Lösungen von Säuren und Basen, Puffersysteme*

- Reaktionsgeschwindigkeit
- Massenwirkungsgesetz
- pH-Wert-Berechnungen bei vollständiger Protolyse
- *pH-Wert-Berechnungen (u. a. unvollständige Protolyse und Puffersysteme)*

Löslichkeitsgleichgewichte

- *Qualitative und quantitative Betrachtung*
- *Fällungsreaktionen*

Analytische Verfahren: Nachweisreaktionen (Fällungsreaktion, Farbreaktion, Gasentwicklung), Nachweise von Ionen, Säure-Base-Titrationen von starken Säuren und starken Basen (mit Umschlagpunkt, *mit Titrationskurve*), *potentiometrische pH-Wert-Messung*

- Qualitativer Nachweis von Gasen und Ionen
 - Säure-Base-Titrationen von starken Säuren und Basen mit Auswertung und Fehleranalyse
 - *Säure-Base-Titrationen und pH-metrische Titrationen mit Auswertung und Fehleranalyse*
 - *Vergleich von Titrationsverfahren*
-

Energetische Aspekte: Erster Hauptsatz der Thermodynamik, Neutralisationsenthalpie, Kalorimetrie, *Lösungsenthalpie*

- Berechnungen mithilfe des Ersten Hauptsatzes der Thermodynamik
 - Bestimmung von Reaktionsenthalpien mittels Kalorimetrie
 - *Zusammenhang von Gitterenergie, Solvationsenergie und Lösungsenthalpie*
-

Entropie

Ionengitter, Ionenbindung

Elektrochemische Prozesse und Energetik

Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen

- Redoxreaktionen als dynamische Gleichgewichtsreaktionen
 - Donator-Akzeptor-Konzept
-

Galvanische Zellen: Metallbindung (Metallgitter, Elektronengasmodell), Ionenbindung, elektrochemische Spannungsreihe, elektrochemische Spannungsquellen, Berechnung der Zellspannung, *Konzentrationszellen (Nernst-Gleichung)*

- Batterien, Akkumulatoren, Brennstoffzelle
 - Heterogene Katalyse bei Brennstoffzellen
 - *Berechnungen mithilfe der Nernst-Gleichung*
-

Elektrolyse: *Faraday-Gesetze, Zersetzungsspannung (Überspannung)*

- Anwendungen mit Reaktion und Teilreaktionen, z. B. Galvanisieren
 - *Berechnung mithilfe der Faraday-Gesetze*
 - *Zersetzungsspannung*
-

Redoxtitration

- *Konzentrationsermittlung*
-

Alternative Energieträger

- Effizienz
 - Nachhaltigkeit
-

Energiespeicherung

Korrosion: Sauerstoff- und Säurekorrosion, Korrosionsschutz

- Korrosion
 - Korrosionsschutz
 - Lokalelemente
-

Energetische Aspekte: Erster *und* Zweiter Hauptsatz der Thermodynamik, Standardreaktionsenthalpien, Satz von Hess, *freie Enthalpie, Gibbs-Helmholtz-Gleichung*, heterogene Katalyse

- Erster Hauptsatz der Thermodynamik und Standardreaktionsenthalpien bei elektrochemischen Vorgängen
 - Effizienz und Nachhaltigkeit mithilfe thermodynamischer Daten
 - Heterogene Katalyse
-

Reaktionswege in der organischen Chemie

Funktionelle Gruppen verschiedener Stoffklassen und ihre Nachweise: Hydroxygruppe, Carbonylgruppe, Carboxygruppe, Estergruppe, Aminogruppe

- Einfluss funktioneller Gruppen auf Stoffeigenschaften und Reaktionsverhalten
 - Ausgewählte Isomere
-

beschreiben	Beobachtungen, Strukturen, Sachverhalte, Methoden, Verfahren oder Zusammenhänge strukturiert und unter Verwendung der Fachsprache formulieren	LK 22, 1.4 LK 25, 1.3
beurteilen	Das zu fällende Sachurteil ist mithilfe fachlicher Kriterien zu begründen.	LK 22, 3.4 LK 23, 1.2
bewerten	Das zu fällende Werturteil ist unter Berücksichtigung gesellschaftlicher Werte und Normen zu begründen.	LK Ü 2, 3
darstellen	Strukturen, Sachverhalte oder Zusammenhänge strukturiert und unter Verwendung der Fachsprache formulieren, auch mithilfe von Zeichnungen und Tabellen	LK Ü 1, 2.2 LK 24, 3.1
diskutieren	Argumente zu einer Aussage oder These einander gegenüberstellen und abwägen	LK Ü 3, 5 LK 22, 2.4
erklären	einen Sachverhalt nachvollziehbar und verständlich machen, indem man ihn auf Regeln und Gesetzmäßigkeiten zurückführt	LK Ü 4, 3 GK Ü 3, 1.4 LK 23, 1.3
erläutern	einen Sachverhalt veranschaulichend darstellen und durch zusätzliche Informationen verständlich machen	LK 23, 1.4 LK 24, 3.2
ermitteln	ein Ergebnis oder einen Zusammenhang rechnerisch, grafisch oder experimentell bestimmen	LK 24, 1.4 LK 25, 1.4
herleiten	mithilfe bekannter Gesetzmäßigkeiten einen Zusammenhang zwischen chemischen bzw. physikalischen Größen herstellen	–
interpretieren, deuten	naturwissenschaftliche Ergebnisse, Beschreibungen und Annahmen vor dem Hintergrund einer Fragestellung oder Hypothese in einen nachvollziehbaren Zusammenhang bringen	GK Ü 2, 2 LK 24, 2.1
ordnen	Begriffe oder Gegenstände auf der Grundlage bestimmter Merkmale systematisch einteilen	GK Ü 3, 2.2 LK 25, 3.1
planen	zu einem vorgegebenen Problem (auch experimentelle) Lösungswege entwickeln und dokumentieren	LK 25, 3.3
skizzieren	Sachverhalte, Prozesse, Strukturen oder Ergebnisse übersichtlich grafisch darstellen	LK 24, 2.2
untersuchen	Sachverhalte oder Phänomene mithilfe fachspezifischer Arbeitsweisen erschließen	LK 22, 1.4
vergleichen	Gemeinsamkeiten und Unterschiede kriteriengeleitet herausarbeiten	LK Ü 1, 2.1 LK 23, 2.4
zeichnen	Objekte grafisch exakt darstellen	LK 25, 2.1

Ü = Übungsaufgabe; 22, 23, 24, 25 = Jahrgang 2022/2023/2024/2025; angegeben ist jeweils die Nummer der Aufgabe und der Teilaufgabe.

5 Methodische Hinweise und allgemeine Tipps zur schriftlichen Prüfung

Um eine Prüfungsaufgabe effizient und erfolgreich zu bearbeiten, ist ein strukturiertes, sorgfältiges Vorgehen unumgänglich. Im folgenden Lösungsplan sind die hierfür wichtigen Arbeitsschritte erläutert. Darüber hinaus finden Sie wertvolle Tipps zur Materialienanalyse und zu den speziellen Erfordernissen bei der Bearbeitung der experimentellen Aufgabe. Die abschließende Auflistung häufig anzutreffender Fehlertypen hilft Ihnen, Fehler zu vermeiden.

5.1 Lösungsplan zur Bearbeitung der Aufgaben

Folgende Einzelschritte sind bei der Bearbeitung der Aufgaben zu beachten:

- **Auswahl der Aufgaben:**

Die Auswahl der drei Aufgaben, in denen Sie voraussichtlich die meisten Bewertungseinheiten erreichen können, ist von größter Wichtigkeit. Ein späterer Wechsel, den Sie vornehmen, da sich erst bei genauerer Betrachtung eine wichtige Teilaufgabe als zu schwierig herausstellt, ist sehr zeitraubend. Nehmen Sie sich daher die Zeit, den Einleitungstext und das Material jeder Aufgabe zu sichten und die Teilaufgaben genau durchzulesen. Lassen Sie sich nicht abschrecken von langen Texten oder von völlig unbekannten Skizzen und Tabellen. Achten Sie auf die im vorangehenden Abschnitt erklärten Anforderungsbereiche und die dazu gehörenden Operatoren. Ergebnisse einer Messreihe (z. B. als Diagramm) „darzustellen“ ist viel leichter als diese „auszuwerten“.

- **Zeitplan und Start der Bearbeitung:**

Für die weitere Bearbeitung setzen Sie sich einen Zeitplan, damit Ihnen nicht am Ende die Zeit für die letzte Aufgabe oder das Korrekturlesen fehlt. Fangen Sie dann mit der Bearbeitung der für Sie am besten geeigneten Teilaufgabe an. Dabei kann Ihnen ein systematisches Vorgehen entsprechend der nachfolgend dargestellten Schritte das Erarbeiten der zu den Anforderungen jeder Teilaufgabe passenden Lösung erleichtern.

- **Analysieren der Teilaufgaben:**

Nachdem Sie sich ein Bild von der Thematik der Aufgabe gemacht haben, sollten Sie sich gezielt mit den einzelnen Arbeitsaufträgen auseinandersetzen:

- Unterstreichen Sie die Arbeitsanweisungen/Operatoren.
- Verdeutlichen Sie in der Aufgabenstellung und in den Einführungstexten Informationen, die für den zu bearbeitenden Sachverhalt wichtig sein könnten, durch Randbemerkungen und/oder optische Hervorhebungen.
- Markieren Sie wichtige Begriffe, die den zu bearbeitenden Sachverhalt betreffen.

Aufgabe 1**Phosphorsäure und Phosphate – vielfach verwendete Lebensmittelzusatzstoffe**

Phosphorsäure wird in einigen Nahrungsmitteln als Zusatzstoff mit der Nummer E 338 verwendet. Sie ist z. B. für den typischen Geschmack von Cola mitverantwortlich und ist in einigen Lebensmitteln als Säuerungs- und Konservierungsmittel enthalten. Doch seit einigen Jahren kommen Zweifel hinsichtlich der Unbedenklichkeit des unbremsten Konsums an Phosphorsäure und ihren Salzen auf.

Aufgabenstellung

BE

- 1 Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für die zweite Stufe der Protolyse von Phosphorsäure-Molekülen in wässriger Lösung. Erläutern Sie an diesem Beispiel das Säure-Base-Konzept nach BRØNSTED und am Beispiel des Dihydrogenphosphat-Ions den Begriff „Ampholyt“ (M 1). Begründen Sie, dass für den pH-Wert einer wässrigen Phosphorsäurelösung hauptsächlich die erste Protolysestufe ausschlaggebend ist (M 1). 11
- 2 Begründen Sie die Notwendigkeit, die Cola-Probe vorzubereiten (M 2). Beurteilen Sie die genannten Möglichkeiten der Probenvorbereitung anhand von zwei Aspekten (M 2). 7
- 3 Beschreiben Sie das Prinzip einer Säure-Base-Titration. Erläutern Sie die pH-Werte in den beiden markierten Punkten A und B in der aufgenommenen Titrationskurve (M 2). Begründen Sie, weshalb sich zur Bestimmung der Phosphorsäurekonzentration in Cola eine Titration mit Indikator nicht eignet. 9
- 4 Ermitteln Sie die Stoffmengenkonzentration der Phosphorsäure in der untersuchten Cola unter der Annahme, dass keine weiteren Säuren in der Probe enthalten sind (M 2). Überprüfen Sie die Herstellerangabe bezüglich der Masse an zugesetzter Phosphorsäure (M 2). 9
- 5 Beurteilen Sie gesundheitliche Gefahren durch Aufnahme von Phosphor in Verbindungen, sollte ein Jugendlicher mit einem Körpergewicht von 70 kg täglich einen Liter der in Aufgabe 4 untersuchten Cola zu sich nehmen (M 2, M 3).

HINWEIS: Sollte die Berechnung in Aufgabe 4 keine Ergebnisse liefern, gehen Sie von 0,17 g Phosphorsäure in einem Liter Cola aus.

4

M 1 Phosphorsäure

Phosphorsäure (H_3PO_4) ist in einigen Nahrungsmitteln als Lebensmittelzusatzstoff enthalten. Phosphorsäure-Moleküle können stufenweise bis zu drei Protonen in Säure-Base-Reaktionen abgeben. Bei den einzelnen Deprotonierungsstufen bilden sich ausgehend vom Phosphorsäure-Molekül nacheinander das Dihydrogenphosphat-Ion, das Hydrogenphosphat-Ion und das Phosphat-Ion.

M 2 Bestimmung des Gehaltes an Phosphorsäure in Cola

Cola ist ein kohlensäure- und phosphorsäurehaltiges Erfrischungsgetränk. In Cola sind bis zu 700 mg Phosphorsäure pro Liter zulässig. Ein Hersteller gibt an, dass einem Liter Cola bei der Herstellung 170 mg Phosphorsäure zugesetzt werde und der pH-Wert 2,5 betrage. Im Labor soll die Cola dieses Herstellers auf ihren Phosphorsäure-Gehalt überprüft werden.

Zur Vorbehandlung der Cola werden zwei verschiedene Möglichkeiten vorgeschlagen:

- eine Probe von 50 mL Cola in einem großen Gefäß über Nacht stehen lassen,
- Cola längere Zeit am Sieden halten, abkühlen lassen und danach eine Probe von 50 mL entnehmen.

Eine Cola-Probe wird vorbehandelt und danach mit einer Natronlauge-Maßlösung der Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH}) = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ titriert. Dabei erhält man folgende Titrationskurve (Abbildung 1):

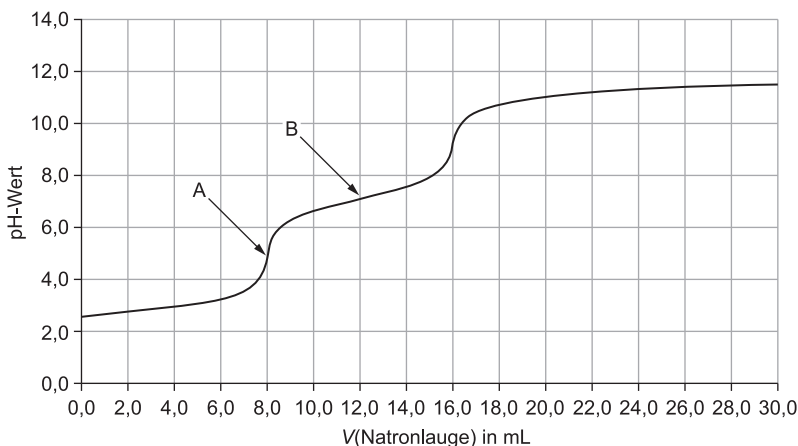


Abb. 1: Titrationskurve der Phosphorsäure (Cola-Probe)

M 3 Phosphorsäure, Phosphate und unsere Gesundheit

Ein vermeidbares Gesundheitsproblem verbirgt sich hinter der verbreiteten Verwendung von Phosphorsäure und deren Salzen als Zusatzstoffe in Nahrungsmitteln. Dieses „freie“ Phosphat wird sehr effektiv vom Körper aufgenommen. Neben der Verwendung der Phosphorsäure in Cola werden in fast allen verarbeiteten Fleischprodukten (wie z. B. Brühwürste und Kochschinken), aber auch in Schmelzkäse und anderen Käsezubereitungen sowie in vielen Fertiggerichten Phosphate eingesetzt, um Wasser zu binden.

Im Jahr 2019 wurde deshalb ein ADI-Wert, bezogen auf die Aufnahme von Phosphor in Verbindungen (z. B. Phosphorsäure, Phosphate, Polyphosphate oder ähnliches), festgelegt. Der ADI-Wert (acceptable daily intake) ist die geschätzte Menge eines Stoffes in Lebensmitteln pro Kilogramm Körpergewicht, die täglich im Laufe eines Lebens konsumiert werden kann, ohne dass sie ein merkliches Risiko für die Gesundheit birgt. Der ADI-Wert für Phosphor in Verbindungen beträgt 40 mg pro kg Körpergewicht.

Materialgrundlage

Hollemann, Arnold Fr.; Wiberg, Nils; Wiberg, Egon: *Hollemann-Wiberg – Lehrbuch der Anorganischen Chemie*. Berlin: De Gruyter 2007, 102. Auflage, S. 795 – 804

LD DIDACTIC: *Bestimmung des Gehalts von Phosphorsäure in einem Cola-Getränk*

<https://www.leybold-shop.de/chemie/versuche-sek-ii-universitaet/analytische-chemie/angewandte-analytik/lebensmittelanalytik/bestimmung-des-gehalts-von-phosphorsaure-in-einem-cola-getraenk/vc3-6-4-2.html>

Ritz, Eberhard; Hahn, Kai; Ketteler, Markus et al.: *Gesundheitsrisiko durch Phosphatzusätze in Nahrungsmitteln*. In: *Deutsches Ärzteblatt*, 4/2012, S. 49 – 55. Berlin: Bundesärztekammer und Kassenärztliche Bundesvereinigung (Hrsg.); <https://www.aerzteblatt.de/archiv/119315/Gesundheitsrisiko-durch-Phosphatzusaetze-in-Nahrungsmitteln>

Europäische Behörde für Lebensmittelsicherheit: *EFSA veröffentlicht neue Empfehlungen zu Phosphaten*; <https://www.efsa.europa.eu/de/press/news/190612> (Zugriff 21. 11. 2023)

1 Formulierung einer Reaktionsgleichung:



TIPP Bei einer **Protolyse** handelt es sich um die Reaktion einer BRØNSTED-Säure (hier: Dihydrogenphosphat-Anion H_2PO_4^-) mit einer BRØNSTED-Base (hier: Wasser H_2O).

Dabei reagiert das Säure-Molekül unter Abspaltung eines Protons (Wasserstoff-Kation H^+) zur konjugierten Base. Der Reaktionspartner nimmt das Proton auf und reagiert zur konjugierten Säure (hier: Oxonium-Kation H_3O^+).

Erläuterung des Säure-Base-Konzepts nach BRØNSTED am Beispiel:

Im vorliegenden Beispiel ist das Dihydrogenphosphat-Anion die **BRØNSTED-Säure** und fungiert als **Protonendonator**, indem es ein Proton abgibt und zur konjugierten BRØNSTED-Base, dem Hydrogenphosphat-Anion (HPO_4^{2-}), reagiert. Das Wasser-Molekül ist die **BRØNSTED-Base** und fungiert als **Protonenakzeptor**. Es nimmt ein Proton auf und reagiert zur konjugierten BRØNSTED-Säure, dem Oxonium-Kation (H_3O^+). Es handelt sich um eine **Protonenübertragungsreaktion**. Beteiligt sind immer **zwei konjugierte Säure-Base-Paare**.

TIPP Die Nennung der fett markierten Fachbegriffe und ihre Zuordnung zu den Reaktanden ist für das Erreichen der vollen Anzahl an Bewertungseinheiten notwendig.

Erläuterung des Begriffs Ampholyt am Beispiel des Dihydrogenphosphat-Ions:

Das Dihydrogenphosphat-Anion (H_2PO_4^-) erfüllt die strukturellen Voraussetzungen einer BRØNSTED-Säure (enthält ein partiell positiv geladenes Wasserstoff-Atom) sowie einer BRØNSTED-Base (enthält mindestens ein freies Elektronenpaar):

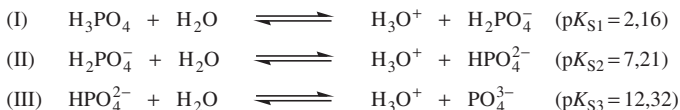
- Reagiert das Dihydrogenphosphat-Anion als **BRØNSTED-Säure**, gibt es an eine beliebige BRØNSTED-Base als Reaktionspartner ein Proton ab. Als konjugierte BRØNSTED-Base entsteht das Hydrogenphosphat-Anion (HPO_4^{2-}).
- Reagiert es als **BRØNSTED-Base**, nimmt es von einer beliebigen BRØNSTED-Säure als Reaktionspartner ein Proton auf. Als konjugierte BRØNSTED-Säure entsteht Phosphorsäure (H_3PO_4).

Als **Ampholyte** werden Teilchen bezeichnet, die je nach Reaktionspartner als Protonendonator oder -akzeptor fungieren. Somit ist das Dihydrogenphosphat-Anion ein Ampholyt.

TIPP Die Lösung der Aufgabe kann auch mithilfe von Reaktionsgleichungen erfolgen.

Begründung, dass für den pH-Wert hauptsächlich die erste Protolysestufe ausschlaggebend ist:

Phosphorsäure ist eine dreiprotonige Säure. Zur Lösung der Aufgabe werden deshalb die pK_S -Werte der drei Protolysestufen betrachtet:



TIPP Die pK_S -Werte sind in der Formelsammlung zu finden.

Für den pH-Wert einer wässrigen Phosphorsäure-Lösung sind grundsätzlich alle drei Protolysestufen relevant. Allerdings weisen die pK_S -Werte der drei Protolysestufen der Phosphorsäure sehr große Unterschiede auf. Im Zuge der **ersten Protolyse** entsteht eine saure Lösung mit einer **hohen H_3O^+ -Konzentration**.

Diese hohe H_3O^+ -Konzentration beeinflusst die **Gleichgewichtsreaktionen** der **zweiten und dritten Protolysestufe**, indem sie das chemische Gleichgewicht nahezu vollständig auf die Seite der **Edukte** (hier: $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$ bzw. $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$) verschiebt. Dadurch bilden sich im Zuge der Protolysereaktionen von Dihydrogenphosphat bzw. Hydrogenphosphat nur **sehr wenige H_3O^+ -Ionen**. Diese haben folglich nur einen sehr geringen Einfluss auf den pH-Wert der Lösung. Somit können die zweite und dritte Protolysestufe bei der Begründung des pH-Werts der wässrigen Phosphorsäure-Lösung vernachlässigt werden.

TIPP Das **Prinzip von LE CHATELIER** beschreibt die Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts durch Druck-, Temperatur- oder Konzentrationsänderung. Dabei verschiebt sich das Gleichgewicht so, dass die Wirkung der äußeren Veränderung (Druck, Temperatur, Konzentration) minimiert wird.

Bei hoher Konzentration an H_3O^+ -Ionen wird demnach die Reaktion begünstigt, für die die H_3O^+ -Ionen als Edukte benötigt werden. Bezogen auf die Protolysegleichgewichte der zweiten und dritten Protolysestufe ist das jeweils die Rückreaktion. Dadurch liegt das Gleichgewicht auf der Seite der Ausgangsstoffe.

2 Begründung der Notwendigkeit, die Cola-Probe vorzubereiten:

Die Anwesenheit weiterer Säure-Moleküle beeinflusst die in der Cola-Probe enthaltene Konzentration an Oxonium-Kationen (H_3O^+). Zur Analyse der Phosphorsäurekonzentration mittels Säure-Base-Titration muss daher die Kohlensäure vollständig aus der zu untersuchenden Probe entfernt werden.

TIPP In M2 steht: „Cola ist ein kohlensäure- und phosphorsäurehaltiges Erfrischungsgetränk.“ Daher ist es für die vollständige Lösung ausreichend, sich auf die Kohlensäure zu beschränken und nicht auf eventuell vorhandene weitere Säuren einzugehen.

Beurteilung der genannten Möglichkeiten der Probenvorbereitung anhand von zwei Aspekten:

a) Stehenlassen der Probe über Nacht:

Lässt man die Cola-Probe offen über Nacht stehen, entweicht das in der Lösung enthaltene Kohlenstoffdioxid als Gas in die Umgebung. Da dieser Vorgang sehr langsam verläuft, muss die Probe über einen langen Zeitraum offen stehen. Nur so kann gewährleistet werden, dass in der Probe keine Kohlensäure mehr enthalten ist. Das Abmessen des Probevolumens muss wie angegeben vorab erfolgen, da es auch bei Raumtemperatur zu geringen Verdunstungseffekten des Wassers kommt, die dann aber keinen Einfluss auf die Messergebnisse haben.

TIPP In einer geschlossenen Flasche besteht ein Gleichgewicht zwischen dem im Wasser gelösten Kohlenstoffdioxid und dem Kohlenstoffdioxid im Raum über der Flüssigkeit. Dadurch bleibt der Kohlensäuregehalt des Getränks konstant. Wird die Flasche geöffnet, entweicht zunächst das Kohlenstoffdioxid aus dem Raum über der Flüssigkeit in die Umgebungsluft. Dadurch wird das Gleichgewicht gestört. In der Folge geht weiteres Kohlenstoffdioxid aus der Flüssigkeit in den Raum über der Flüssigkeit über. Auf diese Weise nimmt der Kohlensäuregehalt des Getränks mit der Zeit ab.

b) Aufkochen der Cola:

Durch Erhitzen der Probelösung wird das Entweichen von Kohlenstoffdioxid aus der Cola-Probe beschleunigt.

TIPP Im Gegensatz zu Salzen, deren Löslichkeit in Wasser mit steigender Temperatur zunimmt, nimmt die Löslichkeit von Gasen in Wasser mit steigender Temperatur ab.

So kann schon nach kürzerer Zeit sichergestellt werden, dass nahezu keine Kohlensäure mehr in der zu untersuchenden Probe enthalten ist. Allerdings muss darauf geachtet werden, dass kein Wasser aus der Probelösung verdampft. Eine Verringerung des Volumens der Probe führt bei gleichbleibender Stoffmenge an Phosphorsäure zu einer Erhöhung der Phosphorsäure-Konzentration.

Formaler Zusammenhang: Stoffmengenkonzentration (c) =
$$c = \frac{\text{Stoffmenge } (n)}{\text{Volumen } (V)}$$

Somit müsste das Erhitzen der Cola-Probe unter Rückfluss des verdampften Wassers erfolgen, damit es zu keiner Volumenveränderung kommt.

Gesamturteil: Mit dem Ziel, die Kohlensäure aus der Probe vollständig zu entfernen, ist Möglichkeit b effektiver und zeitökonomischer als Möglichkeit a. Jedoch muss darauf geachtet werden, dass beim Sieden kein Wasser aus der Probelösung entweicht.

TIPP Nach der Einzelbeurteilung der beiden beschriebenen Möglichkeiten ist eine abschließende Beurteilung (Gesamturteil) der beiden Maßnahmen zum Erreichen der vollen Anzahl an BEs notwendig. Die Darstellung des formalen Zusammenhangs zur Berechnung der Stoffmengenkonzentration ist nicht zwingend erforderlich.

3 Beschreibung des Prinzips einer Säure-Base-Titration:

Bei einer Säure-Base-Titration wird die **unbekannte Stoffmengenkonzentration** einer sauren oder alkalischen Lösung bestimmt, indem man sie mit einer alkalischen oder sauren **Maßlösung bekannter Stoffmengenkonzentration** reagieren lässt.

In der vorliegenden Aufgabe ist die Konzentration der Phosphorsäure in Cola nicht bekannt. Die alkalische Maßlösung wird schrittweise zugegeben, bis die **Neutralisationsreaktion** vollständig abgelaufen ist. Der **Äquivalenzpunkt** ist erreicht, wenn die Stoffmengen von Säure und Base im stöchiometrischen Verhältnis reagiert haben. Der **Endpunkt der Titration** kann auf unterschiedlichen Wegen bestimmt werden. Neben der visuellen Bestimmung mit einem pH-Indikator kann der Endpunkt auch instrumentell erfasst werden, z. B. durch pH- oder Leitfähigkeitsmessung. Erstellt man anhand der Messwerte ein Diagramm, lässt sich der Endpunkt am charakteristischen Kurvenverlauf erkennen.

TIPP Zur vollständigen Bearbeitung des Operators ist die Nennung und Erklärung der fettgedruckten Begriffe notwendig. Als alkalische Maßlösung wird in diesem Experiment Natronlauge mit einer Konzentration von $c(\text{NaOH}) = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ verwendet.

Erläuterung der pH-Werte in den beiden markierten Punkten A und B:

Punkt A: Nach Zugabe von 8 mL Natronlauge besitzt die Probelösung einen pH-Wert von ca. 5.

Zur Erläuterung der pH-Werte der markierten Punkte müssen die drei Protolysestufen der Phosphorsäure sowie die jeweiligen pK_S -Werte betrachtet werden:



Bei $\text{pH} = 5$ sind alle aus der ersten Protolysestufe gebildeten Oxonium-Kationen neutralisiert. In der Lösung sind nun hauptsächlich Dihydrogenphosphat-Anionen vorhanden. Dihydrogenphosphat besitzt einen pK_S -Wert von 7,21 und reagiert somit als schwache Säure. Daher lässt sich auch der leicht saure pH-Wert von 5 erklären.

Punkt B: Nach Zugabe von 12 mL Natronlauge besitzt die Probelösung einen pH-Wert von ca. 7.

In der Lösung sind nun etwa 50 % Dihydrogenphosphat-Ionen und 50 % Hydrogenphosphat-Ionen vorhanden. Damit ist die Hälfte der Oxonium-Ionen neutralisiert, und

der pH-Wert ist annähernd neutral. Der pH-Wert entspricht dem pK_S -Wert des Dihydrogenphosphat-Ions. Dieser Punkt beschreibt den Halbäquivalenzpunkt.

TIPP Zum Erreichen aller BEs ist die Angabe der Koordinaten der beiden Punkte notwendig.

Für schwache Säuren gilt am Halbäquivalenzpunkt: $pH = pK_S$. Dieser formale Zusammenhang lässt sich aus der **HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung** ableiten:

$$pH = pK_S + \lg \left[\frac{c_G(A^-)}{c_G(HA)} \right]$$

Für schwache Säuren gilt am Halbäquivalenzpunkt: $\alpha(A^-) = \alpha(HA)$

Eingesetzt in die Gleichung ergibt sich daraus:

$$pH = pK_S + \lg \left[\frac{c_G(A^-)}{c_G(A^-)} \right] \Rightarrow pH = pK_S + \lg[1] \quad \lg[1] = 0$$

Folglich gilt am Halbäquivalenzpunkt: **$pH = pK_S$**

Das bedeutet, dass an diesem Punkt die Hälfte aller Säure-Moleküle dissoziiert und die andere Hälfte nicht dissoziiert vorliegt. Das bedeutet weiter, dass an diesem Punkt auch die Hälfte der gebildeten Oxonium-Ionen neutralisiert wurde. Die Konzentrationen von undissoziierter Säure (HA) und konjugierter Base (A^-) sind gleich groß.

Begründung, weshalb sich eine Titration mit Indikator nicht eignet:

Bei einer Titration mit visueller Endpunktbestimmung kommt es beim Erreichen des Äquivalenzpunkts zum Farbumschlag des Indikators. Da die Cola-Lösung eine sehr dunkle Eigenfarbe besitzt, wird der Farbumschlag des verwendeten Säure-Base-Indikators nicht sichtbar sein. Somit eignet sich diese Methode hier nicht zur Endpunktbestimmung. Besser geeignet ist die Messung des pH-Werts im Verlauf der Titration, z. B. mithilfe eines pH-Meters.

TIPP Aus der Aufgabenstellung geht nicht hervor, dass eine Alternative zur visuellen Titration angegeben werden muss. Daher reicht es für die vollständige Lösung der Aufgabe aus, auf die Eigenfarbe der Cola und die daraus folgende fehlende Eignung eines Indikators einzugehen.

4 Ermittlung der Stoffmengenkonzentration der Phosphorsäure:

Gegeben: $V(\text{NaOH}) = 8 \text{ mL} = 0,008 \text{ L}$
 $c(\text{NaOH}) = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 $V(\text{H}_3\text{PO}_4) = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L}$

Gesucht: $c(\text{H}_3\text{PO}_4)$



© **STARK Verlag**

www.stark-verlag.de
info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH
ist urheberrechtlich international geschützt.
Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung
des Rechteinhabers in irgendeiner Form
verwertet werden.

STARK