

2023

Abitur

Original-Prüfungsaufgaben
mit Lösungen

**MEHR
ERFAHREN**

Niedersachsen

Chemie

+ Übungsaufgaben

ActiveBook
• Interaktives
Training

Original-Prüfungsaufgaben
2022 zum Download

STARK

Inhaltsverzeichnis

Vorwort

Stichwortverzeichnis

Hinweise und Tipps zum Zentralabitur

1	Ablauf der Prüfung	I
2	Inhalte der Prüfungsaufgaben	II
3	Leistungsanforderungen	III
4	Anforderungsbereiche und Operatoren	VIII
5	Methodische Hinweise und allgemeine Tipps zur schriftlichen Prüfung	XI

Übungsaufgaben

Grundlegendes Anforderungsniveau

Übungsaufgabe 1:	Batterien – Akkumulatoren – Brennstoffzellen	ÜA-1
------------------	--	------

Erhöhtes Anforderungsniveau

Übungsaufgabe 2:	Von Erdöl und Erdgas zum Produkt	ÜA-12
Übungsaufgabe 3:	Korrosion und Korrosionsschutz	ÜA-19
Übungsaufgabe 4:	Elektrolysen in Labor und Industrie	ÜA-28

Original-Abituraufgaben

Grundlegendes Anforderungsniveau – Abiturprüfung 2019

Aufgabe I:	Rohrreiniger	GA 2019-1
Aufgabe II:	Benzin und Dieselmotoren	GA 2019-13

Erhöhtes Anforderungsniveau – Abiturprüfung 2019

Aufgabe I: Salzkavernen	EA 2019-1
Aufgabe I: <i>Mit Experiment</i> – Rohrreiniger	EA 2019-14
Aufgabe II: Chemie rund um die Geschirrspülmaschine	EA 2019-29

Grundlegendes Anforderungsniveau – Abiturprüfung 2020

Aufgabe I: Der Luftschadstoff Schwefeldioxid	GA 2020-1
Aufgabe II: Aceton – ein vielseitig verwendbarer Stoff	GA 2020-13

Erhöhtes Anforderungsniveau – Abiturprüfung 2020

Aufgabe I: Der Luftschadstoff Schwefeldioxid	EA 2020-1
Aufgabe I: <i>Mit Experiment</i> – Aceton – ein vielseitig verwendbarer Stoff	EA 2020-18
Aufgabe II: Medizintechnik	EA 2020-32

Grundlegendes Anforderungsniveau – Abiturprüfung 2021

Aufgabe I: Mit Alkanolen ökologisch und elektrisch fahren	GA 2021-1
Aufgabe II: Vielseitige Dicarbonsäuren	GA 2021-12
Aufgabe III: Chemie unter Wasser	GA 2021-26

Erhöhtes Anforderungsniveau – Abiturprüfung 2021

Aufgabe I: <i>Mit Experiment</i> – Mit Alkanolen ökologisch und elektrisch fahren	EA 2021-1
Aufgabe II: Vielseitige Dicarbonsäuren	EA 2021-15
Aufgabe III: Chemie unter Wasser	EA 2021-34

Grundlegendes und erhöhtes Anforderungsniveau – Abiturprüfung 2022

Aufgaben www.stark-verlag.de/mystark
Sobald die Original-Prüfungsaufgaben 2022 freigegeben sind, können Sie sie als
PDF auf der Plattform MyStark herunterladen (Zugangscode vgl. Farbseiten vorne
im Buch).

Autoren

Übungsaufgaben und Lösungen der Abituraufgaben 2019 – 2020:

Dr. Stephan Kienast, Dr. Torsten Witteck

Lösungen der Abituraufgaben 2021 – 2022:

Dr. Stephan Kienast

Vorwort

Liebe Schülerinnen und Schüler,

das vorliegende Buch bietet Ihnen die Möglichkeit, sich optimal auf die **zentral gestellte, schriftliche Abiturprüfung 2023 in Niedersachsen** im Fach Chemie vorzubereiten.

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

- den **Ablauf** und die **Anforderungen** des **Zentralabiturs 2023 in Niedersachsen**. Dies hilft Ihnen, die formalen Rahmenbedingungen für das Zentralabitur kennenzulernen. Erläuterungen zu den Prüfungsanforderungen, zum Umgang mit den sogenannten Operatoren und zu den vom Kultusministerium festgesetzten Inhalten und Basiskonzepten lassen Sie die Prüfungssituation besser einschätzen.
- die erfolgreiche Bearbeitung der Arbeitsaufträge und Materialien in den Prüfungsaufgaben. Die „**Tipps zur schriftlichen Prüfung**“ zeigen Ihnen konkret, wie Sie erfolgreich an die Aufgaben der Abiturprüfung herangehen können.

Dieses Buch enthält die **Original-Prüfungsaufgaben 2019 bis 2022**. Sobald die **Prüfungen 2022** freigegeben sind, können sie als PDF auf der Plattform MyStark heruntergeladen werden. Zu allen Abituraufgaben bieten wir Ihnen von unseren Autoren erstellte **ausführliche, kommentierte Lösungsvorschläge mit Tipps und Hinweisen zur Lösungsstrategie**.

Lernen Sie gerne am **PC** oder **Tablet**? Nutzen Sie das **ActiveBook** auf der Plattform **MyStark**, um mithilfe von interaktiven Aufgaben Ihr chemisches Fachwissen effektiv zu trainieren (vgl. Farbsseiten zu Beginn des Buches).



Sollten nach Erscheinen dieses Bandes noch wichtige Änderungen in der Abiturprüfung 2023 vom Kultusministerium bekannt gegeben 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 Niedersachsen gibt es im Fach Chemie zentrale schriftliche Abiturprüfungen. Landesweit werden Ihnen für den GA- und den EA-Kurs zur gleichen Zeit dieselben zwei Prüfungsaufgaben mit unterschiedlichen Schwerpunkten zur Auswahl vorgelegt. Innerhalb von 30 Minuten müssen Sie sich für die Bearbeitung **einer** der beiden Aufgaben entscheiden. Anschließend haben Sie 220 Minuten (GA) bzw. 270 Minuten (EA), um das gewählte Thema erfolgreich zu bearbeiten.

Als Hilfsmittel, die während der Abiturprüfung verwendet werden können, sind

- der an der Schule eingeführte Taschenrechner,
 - eine vom Niedersächsischen Kultusministerium genehmigte naturwissenschaftliche Formelsammlung und
 - ein deutsches Wörterbuch
- zugelassen.

1.1 Aufbau der Prüfungsaufgaben

Die beiden Prüfungsaufgaben, die Ihnen zur Auswahl vorgelegt werden, stehen jeweils unter einem zusammenfassenden Thema. Sie sind in Teilaufgaben untergliedert, die weitgehend unabhängig voneinander bearbeitet werden können. Meist bestehen diese Teilaufgaben aus einzelnen, in einem sachlogischen Kontext zusammenhängenden Arbeitsaufträgen und beziehen sich auf bestimmte Materialien im Anhang der Aufgabe. Da Sie aus zwei Prüfungsaufgaben die für Sie am besten geeignete auswählen müssen, sollten Sie sich zunächst anhand der Teilaufgaben einen Überblick verschaffen, welche Themenbereiche und Fachinhalte mit der Prüfungsaufgabe abgedeckt werden, und dann auch die Materialien kurz betrachten, um das für Sie „richtige“ Thema auszuwählen.

In den Abiturprüfungen 2021 und 2022 wurde den Schulen aufgrund der Unterrichtsbeeinträchtigungen durch die Covid-19-Pandemie ein zusätzlicher Aufgabenvorschlag

zur Verfügung gestellt. Die Fachlehrkräfte wählten daraufhin zwei Aufgabenvorschläge aus, die den Prüflingen zur Auswahl vorgelegt wurden. Im vorliegenden Buch ist für beide Jahrgänge und Anforderungsniveaus jeweils mindestens der Umfang einer regulären Prüfung enthalten.

2 Inhalte der Prüfungsaufgaben

Die verbindlichen Vorgaben des Kerncurriculums Chemie bilden die Grundlage für die Inhalte und Anforderungen sowohl in den vier Halbjahren der Qualifikationsphase als auch in den landesweit einheitlichen Aufgabenstellungen für das Abitur 2023. Die Vorgaben wurden auf die bundesweiten „Einheitlichen Prüfungsanforderungen in der Abiturprüfung“ (EPA) angepasst; sie lassen aber Freiräume für den konkreten Unterricht an Ihrer Schule, die es Ihren Lehrkräften ermöglichen, Inhalte und/oder den Erwerb der vorgeschriebenen Kompetenzen zu vertiefen und zu ergänzen. Das vollständige Kerncurriculum einschließlich der mit den Inhalten verknüpften Kompetenzen finden Sie im Internet auf dem Bildungsportal des niedersächsischen Landesinstituts für schulische Qualitätsentwicklung.

Für die schriftliche Abiturprüfung 2023 gibt es wegen der durch die Covid-19-Pandemie bedingten unterrichtlichen Beeinträchtigungen folgende Themeneinschränkungen:

- Für Kurse auf **erhöhtem Anforderungsniveau (eA)** sind folgende Fachinhalte für das Zentralabitur **2023 nicht prüfungsrelevant**:
 - Naturstoffe
 - pH-Werte von wässrigen Salzlösungen
 - Redox titrationen
 - Reaktionsmechanismus S_N1
 - Löslichkeitsgleichgewichte und Löslichkeitsprodukt
 - Die zusätzlichen Aspekte Überspannung als Phänomen, Spannungsdiagramme und Zersetzungsspannung bei der Elektrolyse
 - Korrosion
- Für Kurse auf **grundlegendem Anforderungsniveau (gA)** sind folgende Fachinhalte für das Zentralabitur **2023 nicht prüfungsrelevant**:
 - Naturstoffe
 - *cis-trans*-Isomerie
 - Reaktion mit Brom als Nachweis für Doppelbindungen
 - Iod-Stärke-Reaktion
 - Reaktionstypen: Addition, Eliminierung, Kondensation, Polykondensation
 - Gaschromatografie
 - Aussagen zur Kinetik (Definition der Reaktionsgeschwindigkeit, Beschreibung von Einflussfaktoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit)
 - Beschreibungen für die Basenkonstante
 - Differenzierung von schwachen Basen anhand von pK_B -Werten

4 Anforderungsbereiche und Operatoren

Die Prüfungsaufgaben im Fach Chemie kann man drei **Anforderungsbereichen** zuordnen, die ein unterschiedliches Maß an Selbstständigkeit und Abstraktionsvermögen bei der Bearbeitung erfordern. Alle drei Bereiche werden in Abfragen, Tests und Klausuren sowie den Abituraufgaben berücksichtigt.

- **Anforderungsbereich I:** Inhalte und Fakten reproduzieren

Von **Reproduktion** spricht man, wenn erlerntes Wissen wiedergegeben oder eine erworbene Fertigkeit in einem bekannten Zusammenhang gezeigt werden soll. Dabei kann es sich um einen theoretischen Sachverhalt oder um ein im Praktikum eingeübtes Vorgehen handeln. Schätzen Sie die Bedeutung des „nur“ Gelernten nicht gering ein. Dieses Grundlagenwissen ist die Basis für die Lösung vieler Aufgaben, die den beiden im Folgenden dargestellten Anforderungsbereichen zuzuordnen sind.

- **Anforderungsbereich II:** Zusammenhänge und Strukturen erkennen und darstellen

Höhere Anforderungen als die der reinen Reproduktion stellt eine Prüfungsaufgabe, die **Reorganisation** bzw. eine **Transferleistung** von Ihnen verlangt. In der Regel geht damit auch eine höhere Bewertung einher. Eine Prüfungsaufgabe ist dieser zweiten Anforderungsebene zuzuordnen, wenn ein bekannter Sachverhalt, etwa das typische Reaktionsverhalten einer Verbindungsklasse, auf andere chemische Verbindungen übertragen („transferiert“), richtig benannt und in diesen neuen Zusammenhang ein- und zugeordnet („reorganisiert“) werden soll. Auch die selbstständige Übertragung von Grafiken oder Versuchsaufbauten in die korrekte Fachsprache („Verbalisierung“) gehört zu diesem Anforderungsbereich.

- **Anforderungsbereich III:** Probleme lösen und Meinungen vertreten

Am anspruchsvollsten sind Fragen, die problemlösendes Denken verlangen. Häufig erfordern solche Aufgaben, dass Sie Kenntnisse aus mehreren Themengebieten auswählen, anwenden und abwandeln können. Oft gibt es verschiedene Lösungsmöglichkeiten, die Sie darstellen und die dem Problem bestangepasste Variante auswählen sollen. Hier ist Ihre Kreativität gefragt, das „Abarbeiten“ der Aufgabenstellung nach einem vorgefertigten Schema reicht nicht aus.

Einen wichtigen Hinweis auf den jeweiligen Anforderungsbereich erhalten Sie durch den **Operator**, mit dem die Aufgabe gestellt wird. Darunter versteht man Schlüsselbegriffe, die sicherstellen sollen, dass alle Schüler und Lehrer unter einer bestimmten Aufgabenstellung das gleiche verstehen. Die Operatoren sowie deren Beschreibung in der folgenden Tabelle sollten Sie daher sehr genau studieren, damit Sie exakt wissen, was von Ihnen verlangt wird. In der Aufgabensammlung finden Sie außerdem viele Beispiele zum Einsatz dieser Operatoren, an denen Sie den Umgang mit solchen Handlungsanweisungen üben können.

Operator	Beschreibung der erwarteten Leistung
Abschätzen	durch begründetes Überlegen Näherungswerte angeben
Analysieren	wichtige Bestandteile oder Eigenschaften auf eine bestimmte Fragestellung hin herausarbeiten
Anwenden	einen bekannten Sachverhalt oder eine bekannte Methode auf etwas Neues beziehen
Aufbauen eines Experiments	Objekte und Geräte zielgerichtet anordnen und kombinieren
Aufstellen einer Hypothese	eine begründete Vermutung auf der Grundlage von Beobachtungen, Untersuchungen, Experimenten oder Aussagen formulieren
Aufstellen einer Reaktionsgleichung	vorgegebene chemische Information in eine Reaktionsgleichung übersetzen
Auswerten	Daten, Einzelergebnisse oder andere Elemente in einen Zusammenhang stellen und ggf. zu einer Gesamtaussage zusammenführen
Begründen	Sachverhalte auf Regeln und Gesetzmäßigkeiten bzw. kausale Beziehungen von Ursachen und Wirkung zurückführen
Berechnen	numerische Ergebnisse von einem Ansatz ausgehend gewinnen
Beschreiben	Strukturen, Sachverhalte oder Zusammenhänge strukturiert und fachsprachlich richtig mit eigenen Worten wiedergeben
Bestätigen	die Gültigkeit einer Aussage (z. B. einer Hypothese, einer Modellvorstellung, eines Naturgesetzes) zu einem Experiment, zu vorliegenden Daten oder zu Schlussfolgerungen feststellen
Bestimmen	mittels Größengleichungen eine chemische oder physikalische Größe gewinnen
Beurteilen bzw. Stellung nehmen	zu einem Sachverhalt ein selbstständiges Urteil unter Verwendung von Fachwissen und Fachmethoden formulieren und begründen
Bewerten	einen Gegenstand an erkennbaren Wertkategorien oder an bekannten Beurteilungskriterien messen
Darstellen	Sachverhalte, Zusammenhänge, Methoden etc. strukturiert und ggf. fachsprachlich wiedergeben
Deuten	Sachverhalte in einen Erklärungszusammenhang bringen
Diskutieren bzw. Erörtern	Argumente, Sachverhalte und Beispiele zu einer Aussage oder These einander gegenüberstellen und abwägen
Dokumentieren (bei Verwendung von GTR/CAS)	Bei Verwendung eines elektronischen Rechners den Lösungsweg nachvollziehbar darstellen
Durchführen eines Experiments	an einer Experimentieranordnung zielgerichtete Messungen und Änderungen vornehmen oder eine Experimentieranleitung umsetzen

Niedersachsen Chemie • Übungsaufgabe 1

Grundlegendes Anforderungsniveau

BATTERIEN – AKKUMULATOREN – BRENNSTOFFZELLEN

1 Batterien: Gestern, heute, morgen

- 1.1 Zeichnen Sie den Aufbau eines DANIELL-Elements mit räumlich getrennten Halbzellen und beschriften Sie ihn (M 1). Erklären Sie die Entstehung eines Potentials in der Zink-Halbzelle. Erstellen Sie hierfür auch eine geeignete Zeichnung zu den Abläufen an der Grenzfläche einer beispielhaften Metallelektrode (M 1). Begründen Sie, warum sich in der Kupfer-Halbzelle ein anderes Potenzial ergibt, sodass eine Spannung messbar ist (M 1).
- 1.2 Entwickeln Sie die Teilgleichungen für die in einer Alkali-Mangan-Batterie ablaufende Oxidation und Reduktion und stellen Sie die Redoxreaktion auf (M 2). Berechnen Sie die in dieser Batterie messbare Spannung unter Normalbedingungen (M 2).
- 1.3 Bestätigen Sie anhand relevanter Oxidationszahlen, dass es sich bei der in einer Körperbatterie ablaufenden Reaktion um eine Redoxreaktion handelt (M 3). Entwickeln Sie eine Hypothese, warum mit der Körperbatterie die Zeiten vorbei sein werden, in denen sich Patienten mit Herzschrittmacher „alle Jahre wieder unters Messer legen müssen“ (M 3).

2 Der Bleiakkumulator

- 2.1 Entwickeln Sie die Teilgleichungen für die in einem Bleiakkumulator beim Ladevorgang ablaufende Oxidation und Reduktion (M 4).
- 2.2 Begründen Sie, warum es nach einer eisigen Winternacht problematisch sein kann, einen Motor mithilfe des Bleiakkumulators zu starten (M 4). Begründen Sie, warum der Leistungsbedarf eines Motors bei sinkender Temperatur zunimmt, gleichzeitig die Startleistung des Bleiakkumulators aber abnimmt (M 4).
- 2.3 Berechnen Sie die Elektrodenpotenziale des Bleiakkumulators mithilfe der NERNST-Gleichung. Nehmen Sie dafür vereinfachend an, dass die Konzentration der Schwefelsäure den Wert $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ hat. Das Löslichkeitsprodukt von Bleisulfat hat den Wert
 $K_L(\text{PbSO}_4) = c(\text{SO}_4^{2-}) \cdot c(\text{Pb}^{2+}) = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$ (M4).

3 Brennstoffzellen

- 3.1 Berechnen Sie die Standardreaktionsenthalpie der beschriebenen Herstellung von Methanol und zeigen Sie, dass es sich um eine exotherme Reaktion handelt (M 5).
- 3.2 Prüfen Sie, wie sich durch Konzentrations-, Temperatur- und Druckänderungen die Ausbeute an Methanol vergrößern lässt (M 5).
- 3.3 Entwickeln Sie die Teilgleichungen für die in einer Direkt-Methanol-Brennstoffzelle ablaufende Oxidation und Reduktion (M 5).
- 3.4 Diskutieren Sie kurz den Einsatz von Wasserstoff und Methanol in einer mobilen Brennstoffzelle unter Einbeziehung der Sicherheits- und Umweltaspekte (M 5).

M 1 Das DANIELL-Element

Eine der ersten funktionstüchtigen Batterien war das DANIELL-Element. Dabei handelt es sich um eine galvanische Zelle, die aus einer Zink- und einer Kupfer-Halbzelle besteht. Die Batterie ist nach JOHN FREDERIC DANIELL, der sie 1836 erfand, benannt. In den folgenden Jahren wurde das DANIELL-Element zu einer der wichtigsten Stromquellen. Aufgrund ihres einfachen Aufbaus dient sie heute in der Lehre oft als Modell für galvanische Zellen. Ein ursprünglicher Aufbau verwendet einen Tiegel aus porösem Tonmaterial, der die Elektroden räumlich trennt, aber durchlässig für Ionen ist. Dieser Topf kann, mit der Zink-Halbzelle bestückt, platzsparend in die Kupferhalbzelle gestellt werden. Um die Batterie für Demonstrationszwecke nachzubauen, werden heutzutage jedoch meist getrennte Behälter verwendet. Diese werden mit einem U-Rohr, das mit Kaliumnitrat-Lösung getränkte Watte enthält, ionisch leitend verbunden.

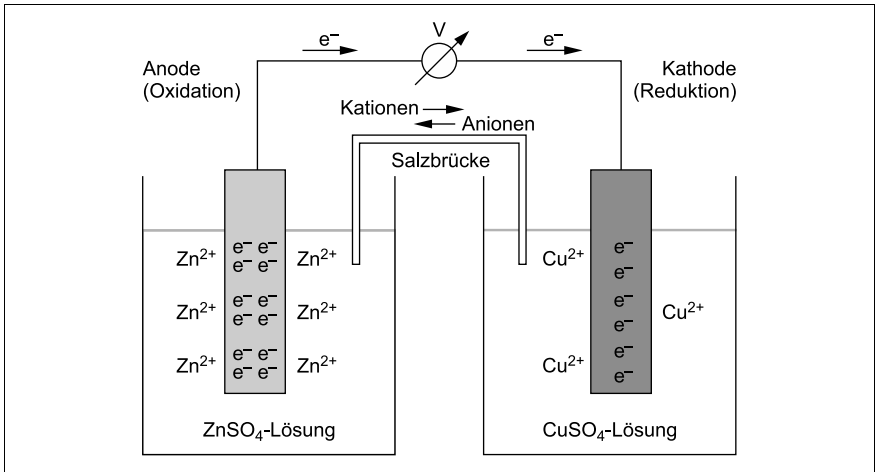
M 2 Die Alkaline

Heute werden im Alltag hauptsächlich Alkali-Mangan-Batterien, sogenannte Alkalinen, eingesetzt. Wird eine Alkali-Mangan-Batterie in Betrieb genommen, so geben die in der Batterie enthaltenen Zink-Atome (Zn) Elektronen ab. Diese wandern zum ebenfalls in der Batterie enthaltenen Mangandioxid (MnO_2) und werden von den darin enthaltenen Mangan-Ionen aufgenommen. Es bildet sich Manganoxidhydroxid (MnOOH). Die Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme finden an räumlich getrennten Orten statt. Die Elektronen können so durch ein Kabel von einem Ort zum anderen gelangen und damit elektrische Geräte betreiben. Für die Standardpotenziale der verwendeten Redoxpaare gilt:

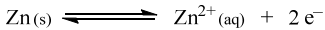
$$E^0(\text{Zn} / \text{Zn}^{2+}) = -0,76 \text{ V}$$

$$E^0(\text{MnOOH} / \text{MnO}_2) = 0,75 \text{ V}$$

1.1



Grundlage für die Entstehung eines Potentials in der Zink-Halbzelle ist das folgende dynamische Redoxgleichgewicht:



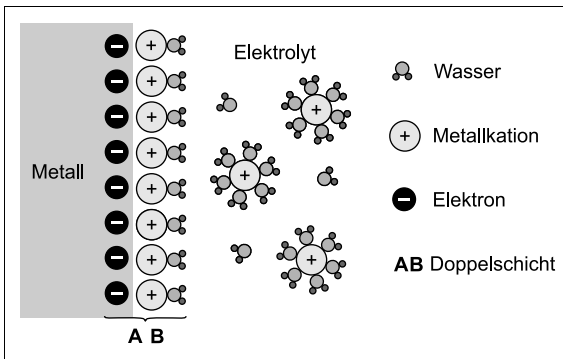
Aus dem Zinkblech gehen Zink-Kationen in die Elektrolyt-Lösung über. Die Kationen werden in der Lösung durch Ausbildung einer Hydrathülle von Wasser-Molekülen stabilisiert.

Die Elektronen im Metallblech bleiben zurück. So bildet sich eine elektrochemische Doppelschicht aus (AB in der Abbildung). Eine der Schichten bilden die Elektronen im Metall (A), die andere Schicht die hydratisierten Metall-Kationen (B).

In der Kupfer-Halbzelle bildet sich analog auch eine elektrochemische Doppelschicht aus. Kupfer ist jedoch ein edleres Metall als Zink. Das heißt, seine Bereitschaft, Elektronen abzugeben, ist kleiner.

Deshalb liegt das zugehörige Gleichgewicht weiter auf der Seite der reduzierten Form, also auf der Seite der Kupfer-Atome. Dadurch gehen weniger Kupfer-Ionen in Lösung und es gibt weniger freie Elektronen im Metall. Daher hat die Kupfer-Halbzelle ein anderes Potenzial als die Zink-Halbzelle.

Da sich die Anzahl der im Metall zurückbleibenden Elektronen in den beiden Halbzellen unterscheidet, kann zwischen den beiden Elektroden eine Spannung gemessen werden.



1.2 Schritt 1:

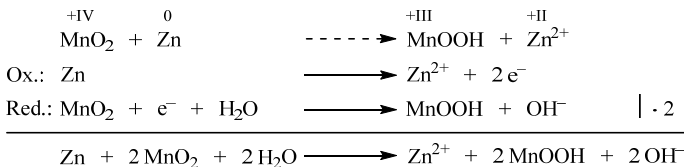
Zuerst werden die Oxidationszahlen ermittelt und die Teilgleichungen aufgestellt.

Zink mit der Oxidationsstufe 0 wird oxidiert, indem es zwei Elektronen abgibt. Dabei wird es zu Zn^{2+} mit der Oxidationsstufe +II.

Das Mangan im Mangandioxid besitzt die Oxidationsstufe +IV. Durch Aufnahme von einem Elektron wird es auf die Oxidationsstufe +III reduziert. Dabei bildet sich Manganoxidhydroxid.

Zink gibt zwei Elektronen ab, Mangandioxid nimmt jedoch nur ein Elektron auf. Deshalb muss die Reduktionsteilgleichung mit zwei multipliziert werden.

Die Gesamtgleichung wird aufgestellt, indem die beiden Teilgleichungen addiert werden. Überschüssiges wird auf beiden Seiten gestrichen.



TIPP Da schon ein Hydroxid-Ion im Produkt Manganoxidhydroxid vorhanden ist, wird die Ladung in der Reduktionsteilgleichung mit einem weiteren Hydroxid-Ion ausgeglichen.

Schritt 2:

Durch Aufstellen der Redoxreaktion wurde erkannt, dass Zink oxidiert wird, während Mangandioxid reduziert wird. Deshalb ist in diesem galvanischen Element die Zink-Halbzelle der Elektronendonator und die Mangan-Halbzelle der Elektronenakzeptor.

Eine Potenzialdifferenz eines galvanischen Elements berechnet sich immer aus der Differenz zwischen dem Akzeptorpotenzial und dem Donatorpotenzial.

CHEMIE UNTER WASSER**1 Atemkalk beim Tauchen**

- 1.1 Deuten Sie die Beobachtungen des Modellversuchs zur Wirkungsweise von Atemkalk und stellen Sie für die beiden Reaktionen die Reaktionsgleichungen auf (M 1). 12
- 1.2 Berechnen Sie die molare Standardreaktionsenthalpie für die Reaktion von festem Calciumhydroxid mit Kohlenstoffdioxid und daraus die Temperaturänderung, die bei dem Versuch in M 2 maximal gemessen werden kann. 14
HINWEIS: Die spezifische Wärmekapazität des Kalorimeters, Volumenveränderungen sowie eine Weiterreaktion zu Calciumhydrogencarbonat sollen unberücksichtigt bleiben.
- 1.3 Beschreiben Sie die generelle Funktionsweise eines Säure-Base-Indikators mit der allgemeinen Formel $HInd$ und stellen Sie eine Hypothese zur Funktionsweise des Indikators Ethylviolett auf (M 3). 12

2 Wassersportbekleidung aus Polychloropren (Neopren®)

- 2.1 Beschreiben Sie den Syntheseweg zur Herstellung von Polychloropren unter Angabe der beteiligten Stoffe und nennen Sie den jeweils vorliegenden Reaktionstyp (M 4). 10
- 2.2 Entwickeln Sie einen Reaktionsmechanismus für die Reaktion des zweiten Schrittes des Synthesewegs von Polychloropren unter Angabe von Strukturformeln (M 4). 12
HINWEIS: Gehen Sie vereinfachend von einem elektrophilen Mechanismus aus.
- 2.3 Erläutern Sie die stoffspezifischen Eigenschaften von vulkanisiertem Polychloropren-Schaum unter Berücksichtigung von Struktur-Eigenschafts-Beziehungen (M 5). 10

3 Die Meerwasserbatterie zum Antrieb von Unterwasserfahrzeugen

- 3.1 Beschreiben Sie den Aufbau der Meerwasserbatterie (M 6a).
Stellen Sie die Teilgleichungen für die Redoxreaktion unter Angabe relevanter Oxidationszahlen sowie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen im Elektrolyten und die Gesamtreaktionsgleichung auf (M 6a).
Erklären Sie die ablaufenden Vorgänge beim Betrieb der Batterie (M 6a). 16

3.2 Beurteilen Sie nach ökonomischen und ökologischen Gesichtspunkten, ob die Meerwasserbatterie als Alternative für den Lithium-Ionen-Akku zum Antrieb von Unterwasserfahrzeugen geeignet ist (M 6a, M 6b, M 7).

14

M 1 Modellversuch zur Wirkungsweise von Atemkalk

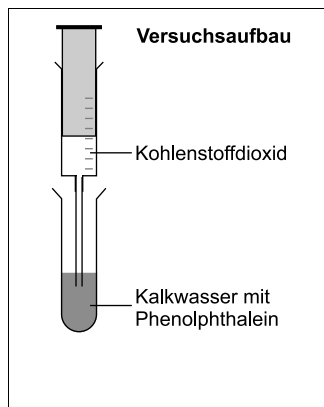
Beim Gerätetauchen kann der Taucher über einen längeren Zeitraum mit Luft versorgt werden. Verwendet man spezielle Kreislauf-Tauchgeräte, kann man im Gegensatz zu einfachen Tauchgeräten auf einen großen Luftvorrat verzichten. Bei diesen speziellen Geräten wird die Ausatemluft in einem Behälter aufgefangen und der verbrauchte Sauerstoff aus einer kleinen Sauerstoffflasche ersetzt. Das ausgeatmete Kohlenstoffdioxid wird mithilfe von Atemkalk entfernt. Dadurch wird die ausgeatmete Luft aufbereitet und kann erneut eingeatmet werden. Der Taucher erkennt an der Temperaturanzeige für den Atemkalkbehälter, dass die Aufnahmekapazität des Atemkalks für Kohlenstoffdioxid erschöpft ist.

Der verwendete Atemkalk besteht im Wesentlichen aus festem Calciumhydroxid. Die ausgeatmete Luft enthält Kohlenstoffdioxid und etwas Feuchtigkeit. Das Kohlenstoffdioxid wird chemisch als Calciumcarbonat oder bei Weiterreaktion als Calciumhydrogencarbonat gebunden.

Zur Veranschaulichung der Wirkungsweise von Atemkalk wird das folgende Modellexperiment mit in Wasser gelöstem Calciumhydroxid (Kalkwasser) durchgeführt: Kalkwasser wird in ein Reagenzglas gegeben und mit ein paar Tropfen Phenolphthalein-Lösung versetzt. Mit einer Spritze wird langsam Kohlenstoffdioxid in das Kalkwasser eingeleitet.

Man macht die folgenden Beobachtungen:

- Nach Zugabe des Indikators Phenolphthalein färbt sich das Kalkwasser rot/pink.
- Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in das Kalkwasser bildet sich ein weißer, flockiger Feststoff (Niederschlag), der die Flüssigkeit trübt (Reaktion 1).
- Bei weiterem Einleiten von Kohlenstoffdioxid ändert sich die Farbe der Flüssigkeit von rot/pink nach farblos und der weiße, flockige Feststoff verschwindet, wobei eine klare, farblose Lösung entsteht (Reaktion 2).
- Das Reagenzglas erwärmt sich während des gesamten Einleitens von Kohlenstoffdioxid.



verändert nach: https://www.chemieunterricht.de/dc2/tip/17_10.htm; letzter Zugriff: 27. 10. 2020

M2 Kalorimetrische Bestimmung der Reaktionsenthalpie

In einem Reaktionsgefäß eines Kalorimeters werden 200 g festes Calciumhydroxid mit Kohlenstoffdioxid vollständig zur Reaktion gebracht. Das Reaktionsgefäß ist von 2 L Wasser umgeben. Die Ausgangstemperatur und die maximal erreichte Temperatur des Wassers werden gemessen.

molare Standardbildungsenthalpie:

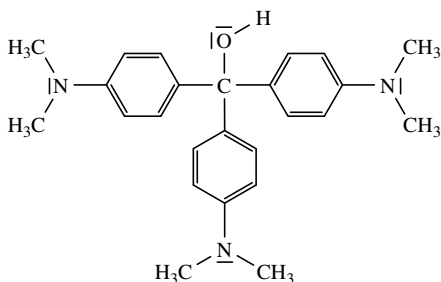
$$(\text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{s})) : \Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0 = -986 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

spezifische Wärmekapazität von Wasser bei konstantem Druck:

$$c_{\text{p}}(\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = 4,186 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

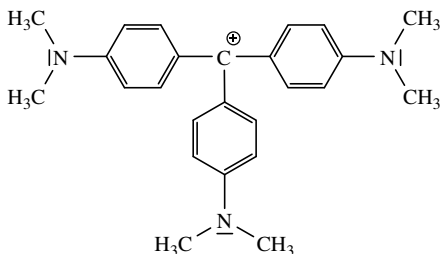
M3 Ethylviolett als Indikator im Atemkalk

Eine grobe Einschätzung der verbleibenden Aufnahmekapazität von Kohlenstoffdioxid im Atemkalk kann durch einen Indikator angezeigt werden, der dem Atemkalk beigemischt ist. Als Indikator kommt dabei häufig Ethylviolett zum Einsatz. In stark alkalischem Milieu ist Ethylviolett farblos. Bei sinkendem pH-Wert zeigt der Indikator eine violette Färbung:



Ethylviolett-Molekül

Farbe der Indikator-Lösung:
farblos

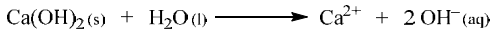


Carbo-Kation/Carbenium-Ion
des Ethylviolett-Moleküls

Farbe der Indikator-Lösung:
violett

Lösungsvorschlag

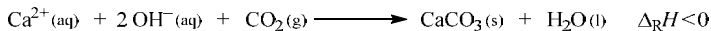
- 1.1 Bei Kalkwasser handelt es sich um eine wässrige Lösung von Calciumhydroxid ($\text{Ca}(\text{OH})_2$). Beim Lösen von Calciumhydroxid in Wasser entsteht eine Lösung mit einem Überschuss an **Hydroxid-Anionen** (OH^-):



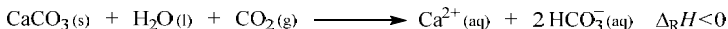
Es handelt sich demnach um eine alkalische Lösung. Phenolphthalein ist ein Säure-Base-Indikator, der in sauren und neutralen Lösungen farblos ist, sich in alkalischen Lösungen dagegen pink färbt.

TIPP Der Umschlagsbereich von Phenolphthalein liegt zwischen $\text{pH} = 8,2$ und $\text{pH} = 10,2$. Weitere Farbänderungen für $\text{pH} < 0$ (orange) bzw. $\text{pH} > 12$ (farblos) spielen im vorliegenden Experiment keine Rolle.

Wird in das Kalkwasser Kohlenstoffdioxid (CO_2) eingeleitet, so entsteht in Wasser schwer lösliches **Calciumcarbonat** (CaCO_3), das als weißer, flockiger Feststoff (Niederschlag) ausfällt. Die Lösung trübt sich.



Wird noch weiteres Kohlenstoffdioxid in die Lösung eingeleitet, so reagiert das Kohlenstoffdioxid (CO_2) mit dem ausgefallenen Calciumcarbonat (CaCO_3) und Wasser (H_2O) zu in Wasser gut löslichem **Calciumhydrogencarbonat** ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$):



Im Verlauf der Reaktionen **sinkt** die Konzentration an Hydroxid-Anionen in der Lösung. Mit diesem Vorgang ist gleichzeitig ein **Sinken des pH-Wertes** verbunden. Sobald die Lösung neutral ist (oder genauer: sobald der pH-Wert kleiner ist als die untere Grenze des Umschlagsbereiches), ändert die Lösung die Farbe von pink nach farblos.

TIPP Aus der **Autoprotolyse des Wassers** ergibt sich für das Ionenprodukt des Wassers folgender Ausdruck:

$$K_W = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \quad (\text{für } T = 25^\circ\text{C})$$

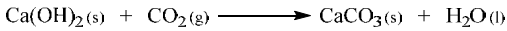
Verringert sich im Verlauf einer chemischen Reaktion $c(\text{OH}^-)$, ...

... so vergrößert sich $c(\text{H}_3\text{O}^+)$.

... so wird der pH-Wert mit $\text{pH} = -\lg [c(\text{H}_3\text{O}^+)]$ kleiner.

Bei beiden Reaktionen handelt es sich um **exotherme Reaktionen**. Im Verlauf der Reaktion wird chemische Energie in thermische Energie umgewandelt. Der Reaktionsansatz erwärmt sich.

1.2 Ausgangspunkt für die Berechnungen ist die folgende Reaktionsgleichung:



Berechnung der molaren Standardreaktionsenthalpie:

Gegeben: $\Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{CaCO}_3(\text{s})) = -1207 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{Ca(OH)}_2(\text{s})) = -986 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{CO}_2(\text{g})) = -394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Gesucht: $\Delta_{\text{R}} H_{\text{m}}^0$

Es gilt: $\Delta_{\text{R}} H_{\text{m}}^0 = \sum \Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{Produkte}) - \sum \Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{Edukte})$

$$\begin{aligned} \Delta_{\text{R}} H_{\text{m}}^0 &= [\Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{CaCO}_3(\text{s})) + \Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))] \\ &\quad - [\Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{Ca(OH)}_2(\text{s})) + \Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^0(\text{CO}_2(\text{g}))] \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta_{\text{R}} H_{\text{m}}^0 &= [-1207 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}] \\ &\quad - [(-986 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - 394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}] \end{aligned}$$

$$\Delta_{\text{R}} H_{\text{m}}^0 = -113 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Berechnung der maximal messbaren Temperaturänderung:

Gegeben: $m(\text{Ca(OH)}_2) = 200 \text{ g}$

$$M(\text{Ca(OH)}_2) = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ L}$$

$$\Delta_{\text{R}} H_{\text{m}}^0 = -113 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$c_{\text{p}}(\text{H}_2\text{O}) = 4,186 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Gesucht: ΔT

Es gilt: $Q = c_{\text{p}}(\text{H}_2\text{O}) \cdot m(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta T$

$$\Delta T = \frac{Q}{c_{\text{p}}(\text{H}_2\text{O}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}$$

Nebenrechnung 1:

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{m(\text{Ca(OH)}_2)}{M(\text{Ca(OH)}_2)} = \frac{200 \text{ g}}{74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 2,7 \text{ mol}$$

Nebenrechnung 2:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 2 \text{ L} = 2 \text{ kg}$$

Nebenrechnung 3:

$$\Delta_R H_m^0 = -\frac{Q}{n(\text{Ca}(\text{OH})_2)}$$

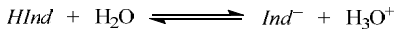
$$Q = -\Delta_R H_m^0 \cdot n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 113 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 2,7 \text{ mol} = 305,1 \text{ kJ}$$

Einsetzen der Werte:

$$\Delta T = \frac{305,1 \text{ kJ}}{4,186 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 2 \text{ kg}} \approx 36,4 \text{ K}$$

- 1.3** Bei **Säure-Base-Indikatoren** handelt es sich um schwache BRÖNSTED-Säuren, die mit der folgenden allgemeinen Formel dargestellt werden können: *HInd*.

In wässriger Lösung stellt sich das folgende **Protolyse-Gleichgewicht** ein:



Die Besonderheit ist, dass die BRÖNSTED-Säure und die korrespondierende BRÖNSTED-Base *Ind⁻* unterschiedliche Farben besitzen.

Durch Zugabe oder Entnahme von H_3O^+ -Ionen kann das Protolyse-Gleichgewicht verschoben werden. Durch Zugabe einer sauren Lösung steigt die Konzentration $c(HInd)$. Durch Zugabe einer alkalischen Lösung steigt die Konzentration $c(Ind^-)$. Die Lage des Gleichgewichts ist damit abhängig vom **pH-Wert**.

TIPP Die **HENDERSON-HASELBALCH-Gleichung** lautet wie folgt:

$$\text{pH} = \text{p}K_S - \lg \frac{c(HInd)}{c(Ind^-)}$$

Je nach Lage des Gleichgewichts überwiegt die Konzentration an *HInd* oder die Konzentration an *Ind⁻*.

Eine Faustregel sagt: Ist die Konzentration $c(HInd)$ um den Faktor 10 größer als die Konzentration $c(Ind^-)$, so zeigt die Lösung den Farbeindruck von *HInd*.

Ist dagegen die Konzentration $c(Ind^-)$ um den Faktor 10 größer als die Konzentration $c(HInd)$, so zeigt die Lösung den Farbeindruck von *Ind⁻*.

Aus der HENDERSON-HASELBALCH-Gleichung ergibt sich für einen Indikator also ein Umschlagsbereich von:

$$\text{pH} = \text{p}K_S \pm 1$$

Das ergibt für den Umschlagsbereich des Indikators einen Sprung um 2 pH-Stufen.



© **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