

Hinweise zur Vorbereitung auf die Abiturprüfung 2024

Prüfungsschwerpunkte Chemie

Leistungskurs

1. Schwerpunkte

Die angegebenen Schwerpunkte basieren auf dem Rahmenlehrplan für den Unterricht in der gymnasialen Oberstufe im Land Brandenburg Chemie (gültig ab 1. August 2018) und den Einheitlichen Prüfungsanforderungen in der Abiturprüfung (EPA) vom 01.12.1989 i. d. F. vom 05.02.2004.

1.1 Kompetenzorientierte Schwerpunkte

Die Prüflinge sollen außer den im Rahmenlehrplan beschriebenen Kompetenzen folgende kompetenzorientierte Anforderungen nachweisen und umsetzen:

Zeichnen und Auswerten von Diagrammen und grafischen Darstellungen:

- Achsenbeschriftung unter Angabe der Einheiten
- Auswertung nach folgender Schrittfolge:
 1. Dargestellt ist ...
 2. Beschreibung der Graphen, z. B. bei Titrationskurven: Startpunkt, Halbäquivalenz- und Äquivalenzpunkte, Endpunkt
 3. Schlussfolgerung und ggf. Angabe der Teilchen

Experiment durchführen und protokollieren beinhaltet:

- Beachtung der Gefahrstoffverordnung durch den Prüfling, Ordnung am Arbeitsplatz
- Wenn ein Protokoll gefordert ist, dann mit folgender Struktur:
 1. evtl. experimentell überprüfbare Vorüberlegung, anzufordernde Chemikalien und/oder Geräte.
 2. ggf. beschriftete Skizze zum Versuchsaufbau bzw. Beschreibung der Durchführung
 3. Beobachtung / Messprotokoll
 4. Auswertung (evtl. mit Bezug zur Vorüberlegung) mit Angabe der Reaktionsgleichungen (wenn gefordert Angabe von Reaktionsarten, Fehlerbetrachtung)
- **Kurzprotokoll** beinhaltet lediglich Beobachtung und Auswertung mit Angabe der Reaktionsgleichungen

Reaktionsgleichungen:

- Werden wässrige Lösungen verwendet, so ist die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise zu formulieren.

Lösungen für quantitative Aufgaben beinhalten mindestens:

- Größengleichung mit eingesetzten Werten und Maßeinheiten
- nachvollziehbarer Lösungsweg

Donator-Akzeptor-Reaktionen:

- Angabe und/oder Kennzeichnung der Teilreaktionen
- Angabe der korrespondierenden Paare
- Zelldiagramme in der Form:
Elektrode / Elektrolyt (c in $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) / Elektrolyt (c in $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) / Elektrode

Interpretationen von Reaktionsgleichungen:

- klare Trennung zwischen der submikroskopischen und makroskopischen Ebene
- quantitative und qualitative Angaben entsprechend der Aufgabenstellung

1.2 Inhaltliche Schwerpunkte

1.2.1 Energetik, umkehrbare Reaktionen und Gleichgewicht

- Erster Hauptsatz der Thermodynamik, Berechnung der Volumenarbeit und der Änderung der inneren Energie
- Enthalpie als Reaktionswärme bei konstantem Druck
- Unterscheidung von Reaktions-, Bildungs-, Verbrennungs-, Lösungs- und Neutralisationsenthalpie sowie molarer und nichtmolarer Größen
- Ermitteln der Reaktionswärme durch Kalorimetrie und Berechnung der Enthalpie nach dem Satz von HESS
- Entropie, freie Enthalpie (Berechnungen mit GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung), Ableitung von Aussagen zum freiwilligen Ablauf chemischer Reaktionen, Berechnung der Grenztemperatur
- Reaktionsgeschwindigkeit und deren Beeinflussung durch Temperatur, Konzentration und Katalysator
- Merkmale des chemischen Gleichgewichtes
- Massenwirkungsgesetz, Berechnungen von K_c bzw. der Konzentrationen der Stoffe im Gleichgewicht für $\Delta v = 0$
- Anwendung des Prinzips von LE CHATELIER
- Diskussion der Wirtschaftlichkeit und ökologischer Folgen technischer Synthesen (HABER-BOSCH-Verfahren und Kontakt-Verfahren) und weitere bei gegebenen Verfahrensgrundlagen

1.2.2 Donator-Akzeptor-Reaktionen

- Autoprotolyse des Wassers
- Beschreibung der Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED als Donator-Akzeptor-Reaktion, korrespondierende Paare einschließlich organischer Säuren und Basen
- Aufstellen von LEWIS-Formeln
- Berechnung von pH-Werten in Lösungen für sehr starke und mittelstarke bis schwache Protolyte (einschließlich Ampholyte und Salz-Lösungen) und deren experimentelle Ermittlung unter Verwendung geeigneter Indikatoren
- Begründung der Farbänderungen von Indikatorfarbstoffen bei Donator-Akzeptor-Reaktionen
- Durchführung von Säure-Base-Titrations (einwertige Protolyte) einschließlich der Berechnung von Konzentrationen, Massen und Stoffmengen der Titranden
- Auswertung gegebener Titrationskurven
- Regeln zur Orbitalbesetzung, einschließlich der Elektronenkonfiguration
- Beschreibung der Redoxreaktionen als Donator-Akzeptor-Reaktion, korrespondierende Paare
- Oxidationszahlen auch im Zusammenhang mit der Elektronenkonfiguration der Haupt- und Nebengruppenelemente
- Vergleich von Redoxreaktionen mit Säure-Base-Reaktionen
- Aufstellen und Ausgleichen von Reaktionsgleichungen pH-abhängiger Redoxreaktionen (Permanganat-Ionen als Oxidationsmittel)

1.2.3 Elektrochemie

- Struktur-Eigenschafts-Prinzip am Beispiel der Metalle
- Elektrochemische Spannungsreihe
- Prinzipieller Bau und Arbeitsweise einer galvanischen Zelle und deren Anwendung bei einem Primär- und Sekundärelement (z. B. Bleiakkumulator) sowie bei einer Brennstoffzelle
- Bau eines galvanischen Elementes, Messung und Berechnung der Zellspannung
- Anwendung der NERNSTschen Gleichung für Metallsalzlösungen der Konzentrationen $c < 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- Theoretische Grundlagen und experimentelle Durchführung einer Elektrolyse in wässriger Lösung
- Technische Elektrolyse an einem ausgewählten Beispiel (z. B. Schmelzflusselektrolyse)
- Vergleich Elektrolysezelle, Brennstoffzelle und galvanische Zelle
- Elektrochemische Korrosion, Lokalelement, Korrosionsschutz (aktiv und passiv)

1.2.4 Natürliche makromolekulare Stoffe

- Anwendung und Erläuterung der FISCHER-Projektion am Beispiel von Glucose, Fructose, Alanin, Glycin und anderen gegebenen Strukturen
- Beschreibung Chiralität und optische Aktivität
- Grundlagen der Polarimetrie
- HAWORTH-Projektion für Glucose und Fructose, Umwandlung von Kettenform in Ringform für weitere Monosaccharide unter Angabe entsprechender Hinweise zur Struktur
- Unterscheidung von α - und β -Form
- Einteilung und Bedeutung von Kohlenhydraten
- Struktur-Eigenschafts-Prinzip bei Monosacchariden (Glucose, Fructose), Disacchariden (Saccharose, Maltose), Polysacchariden (Stärke, Cellulose) unter Berücksichtigung der zwischenmolekularen Kräfte
- Aminosäuren: Einteilung, Struktur, Eigenschaften (einschließlich Bildung von Zwitterionen, IEP, Pufferwirkung, Interpretation von Titrationskurven)
- Trennung von Aminosäuregemischen mittels Elektrophorese
- Peptide, Primärstruktur, Sekundärstruktur, Tertiärstruktur unter Berücksichtigung der zwischenmolekularen Kräfte
- Proteine: Einteilung, Struktur, Denaturierung
- Reaktionstypen: Kondensation und Hydrolyse

1.2.5 Farbstoffe und Indikatoren

- Licht und Farbe (elektromagnetisches Spektrum, Komplementärfarbe)
- Zusammenhang zwischen Struktur und Farbe (Chromophormodell) unter Berücksichtigung des Mesomerie- und Hybridisierungsmodells
- Anwendung der Farbstofftheorie auf Säure-Base Indikatoren (Methylorange, Phenol-phthalein) sowie für weitere Indikatoren unter Angabe entsprechender Hinweise zur Struktur
- Redoxindikatoren am Beispiel von Methylenblau

1.2.6 Analytik

Nachweisreaktionen zur Identifizierung von Stoffen:

- Halogenid-, Sulfat-, Carbonat-, Oxonium-, Hydroxid- und Ammonium-Ionen
- Kupfer(II)-, Eisen(II)- und Eisen(III)-Ionen
- Ninhydrin-, BIURET-, FEHLING-, TOLLENS-, LUGOL-, SELIWANOW-Reaktion

2. Struktur der Prüfungsaufgabe

Die Prüfungsaufgabe besteht aus drei voneinander unabhängigen und inhaltlich unterschiedlichen Teilen A, B und C. Der von allen Prüflingen verpflichtend zu bearbeitende Teil A beinhaltet ein Schülerexperiment. Die Prüflinge wählen entweder den Teil B oder den Teil C zur Bearbeitung aus.

3. Hilfsmittel

Zugelassen sind Wörterbücher der deutschen Rechtschreibung, die an der Schule eingeführten Taschenrechner und die im Unterricht verwendete Formelsammlung.

Die Schülerexperimente sind vor der Prüfung auszuprobieren. Die notwendigen Angaben dafür kann die prüfende Lehrkraft am Tage der Öffnung der Aufgaben aus der Aufgabenstellung und dem Erwartungshorizont entnehmen.

Die angegebenen Konzentrationen bzw. Daten von Bauelementen sind Richtwerte. Gegebenenfalls kann von den Vorgaben abgewichen werden, wenn dadurch die Beobachtungsergebnisse deutlicher werden.

4. Bewertungsgesichtspunkte

Grundlage der Bewertung ist der Erwartungshorizont. Dieser enthält einen beispielhaften Lösungsvorschlag zur Orientierung für die Lehrkräfte. Zugeordnet sind zu allen Teilaufgaben Bewertungseinheiten. Diese sind hinsichtlich der jeweiligen Menge verbindlich. Bei der Zuweisung der Bewertungseinheiten zu einem Lösungsschritt sollte ein ganzheitlicher Ansatz gewählt werden, so dass es nicht um den Vergleich einzelner Stichworte geht, sondern um die Schlüssigkeit der Argumentation.

Die Bewertungseinheiten werden für den Prüfling sichtbar den Einzelaufgaben zugeordnet. Die Aufgabenteile sind hinsichtlich der Summe der Bewertungseinheiten gleichwertig. Die Gesamtprüfungsleistung ergibt sich aus der Summe der in den beiden Teilen erreichten Bewertungseinheiten. Zur Ermittlung der Note wird der offizielle Punkteschlüssel zugrunde gelegt.

5. Dauer der Prüfung

Die Gesamtbearbeitungszeit beträgt **300 Minuten** (inklusive einer individuellen Lese- und Auswahlzeit). Die Zeit kann bei fachpraktischen Aufgaben um bis zu 60 Minuten verlängert werden, sofern das in der Prüfungsaufgabe ausgewiesen ist.

In diesem zeitlichen Rahmen muss abgesichert sein, dass jeder Prüfling bei einem möglichen Schülerexperiment die Durchführung bei Bedarf auch einmal wiederholen kann. Bei einem möglichen Lehrerexperiment erfolgt die Demonstration im Regelfall zu Beginn der Arbeitszeit. Die Aufgabenteile sind hinsichtlich des durchschnittlichen zeitlichen Aufwandes gleichwertig.