



Prüfungstag:	18. Mai 2020 (HAUPTTERMIN)
Prüfungsbeginn:	08:00 Uhr

ABITURPRÜFUNG

Schuljahr 2019/2020

CHEMIE

mit grundlegendem Anforderungsniveau

Hinweise
für die Lehrerinnen und Lehrer

1 Allgemeine Hinweise

Die Hinweise enthalten keine vollständigen Lösungen, sondern sind als Orientierung für die Lehrer konzipiert. Nicht genannte, aber im Sinne der Aufgabenstellung gleichwertige Lösungen bzw. Lösungswege sind gleichberechtigt zu werten.

Die den Aufgaben zugeordneten und als Summe angegebenen Bewertungseinheiten (BE) sind verbindlich. Es sind nur ganze Bewertungseinheiten zu vergeben.

Wiederholungs- und Folgefehler sind bei der Bewertung angemessen zu berücksichtigen.

Bearbeitet ein Prüfungsteilnehmer die Aufgabe 1 und die Aufgabe 2, so wird die Aufgabe gewertet, bei der die meisten Bewertungseinheiten erreicht wurden.

2 Hinweise zur Korrektur und Bewertung

Entsprechend der Aufgabenstellung sind in die Bewertung die nachfolgenden Kriterien angemessen einzubeziehen:

- fachliche Richtigkeit und Vollständigkeit in Bezug auf die Aufgabenstellung
- logische Struktur, Nachvollziehbarkeit der Darstellung und äußere Form
- sprachliche Richtigkeit und korrekte Verwendung der Fachsprache
- sachgerechte und kritische Nutzung von Materialien
- richtige Anwendung der geforderten Methoden
- Begrenzung der Darstellung gemäß der Aufgabenstellung

Aufgabe 1 Ethanol

Lösungshinweise		AB ¹	BE
1.1	Angeben der ausführlichen Strukturformel Beschreiben der Bindungen zwischen den Atomen im Molekül, z. B.: - unpolare Elektronenpaarbindung zwischen C-Atomen - polare Elektronenpaarbindung zwischen C- und O-Atomen - polare Elektronenpaarbindung zwischen O- und H-Atomen Begründen von zwei Eigenschaften, z. B.: - höhere Siedetemperatur durch Ausbildung von Wasserstoffbrücken - mit Wasser unbegrenzt mischbar durch Polarität der Hydroxygruppe und kleine Molekülgröße	I/II	10
1.2	Entwickeln der zwei Reaktionsgleichungen: - alkoholische Gärung, z. B. $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_5OH + 2 CO_2$ - Reaktion von Ethen und Wasser zu Ethanol, z. B. $C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$ Begründen der Additionsreaktion, z. B.: - Aufspaltung der Doppelbindung - Anlagerung einer Atomgruppe	I/II	6
1.3	Beschreiben der Wirkungsweise eines Katalysators, z. B.:	I	4

¹ Anforderungsbereich

	- senkt Aktivierungsenergie - beschleunigt chemische Reaktion - wirkt selektiv - bildet aktivierte Zwischenverbindungen		
Summe			20
2.1	Entwickeln der Reaktionsgleichung für die Bildung und den Zerfall des Esters, z. B.: - $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_7\text{-COO- C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ Erläutern der Reaktionsarten für Hin- und Rückreaktion, z. B.: - Hinreaktion – Veresterung – Substitution, bei der ein Ester entsteht - Rückreaktion – Hydrolyse – Substitution, bei der ein Edukt Wasser ist	II	6
2.2	Angeben der Merkmale des chemischen Gleichgewichts z. B.: - umkehrbare chemische Reaktion - $v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$ - konstantes Konzentrationsverhältnis der reagierenden Stoffe Begründen der Maßnahmen zur Erhöhung der Esterausbeute (a) Temperaturerhöhung begünstigt endotherme Hinreaktion. (b) Konzentrationserniedrigung von Wasser im chemischen Gleichgewicht fördert die Hinreaktion. (c) Konzentrationserhöhung von Ethanol im chemischen Gleichgewicht fördert die Hinreaktion. - Bezug zum Beispiel	II/III	9
Summe			15
3.1	Begründen der Verwendung als Reinigungsmittel mit geeigneten Eigenschaften, z. B.: - desinfizierende Wirkung durch Denaturierung von Eiweißen - gutes Lösungsmittel polare und unpolare Stoffe Entwickeln der Wort- und Reaktionsgleichungen für die vollständige Verbrennung, z. B.: - $\text{Ethanol} \rightarrow \text{Kohlenstoffdioxid} + \text{Wasser}$ - $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	II	5
3.2	Erläutern der Merkmale einer Redoxreaktion mit Bezug zu Beispiel, z. B.: - Teilreaktionen Oxidation und Reduktion laufen gleichzeitig ab. - Ethanol als Reduktionsmittel ist der Elektronendonator. - Permanganat-Ion als Oxidationsmittel ist der Elektronenakzeptor. - Es erfolgt ein Elektronenübergang. Kennzeichnen der Teilreaktionen Oxidation und Reduktion	II/III	6
3.3	Begründen der sauren Reaktion mit Hilfe der Säure-Base-Theorie nach Brönsted z. B.: - Ethansäure-Moleküle sind Brönsted-Säure und somit Protonendonatoren. - Wassermoleküle sind gegenüber den Ethansäure-Molekülen	I/II	4

	Brönsted-Basen und somit Protonenakzeptoren. - Die entstehenden Hydronium-Ionen sind für den sauren Geschmack verantwortlich.		
Summe			15

50 BE

Aufgabe 2 Chlor - Chlorwasserstoff – Chlorwasserstoffsäure

Lösungshinweise		AB	BE
1.1	Angeben der Strukturformeln Ableiten von je zwei Eigenschaften für Chlor und Chlorwasserstoff aus dem chemischen Bau und der chemischen Bindung: Chlor, z. B. - unpolare Chlormoleküle, unpolare Elektronenpaarbindung → nicht elektrisch leitfähig, schlecht wasserlöslich Chlorwasserstoff, z. B. - Dipolmoleküle, polare Elektronenpaarbindung → nicht elektrisch leitfähig, Reaktion mit Wasser zu Hydronium-Ionen und Chlorid-Ionen	I/II	8
1.2	Begründen von drei Vorsichtsmaßnahmen, z. B.: - Vollmaske anlegen → Reizstoff für Atemwege - dichtschießende Schutzbrille → Reizung der Augen - Neopren-Schutzhandschuhe → Reizung der Haut	I/II	4
1.3	Auswählen einer Redoxreaktion, z. B.: - $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ Erläutern der Reaktionsart, z. B.: - Angeben der Oxidationszahlen, Teilreaktion Oxidation als Elektronenabgabe, Teilreaktion Reduktion als Elektronenaufnahme, Elektronenübergang, OM, RM Auswählen einer Säure-Base-Reaktion, z. B.: - $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ Erläutern der Reaktionsart, z. B.: - Teilreaktionen, korrespondierende Säure-Base-Paare, Protonenübergang	II	9
	Vergleichen dieser Reaktionsarten: Gemeinsamkeiten, z. B. - Donator-Akzeptor-Prinzip - Teilchenübergang Unterschiede, z. B. - Art der Teilchen - Änderung der Oxidationszahlen nur bei Redoxreaktionen		
Summe			21

2.1	Beschreiben des experimentellen Vorgehens, z. B.: - 25 mL Säure-Lösung versetzen mit Bromthymolblau - tropfenweise Zugabe der Maßlösung (Natronlauge) bis zum Farbumschlag des Indikators - Ablesen des verbrauchten Volumens der Maßlösung Berechnen der Stoffmengenkonzentration der Säure-Lösung unter Beachtung von $z = 1$, z. B.: $c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$ $c(\text{HCl}) \cdot 25 \text{ mL} = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 15,5 \text{ mL}$ $c(\text{HCl}) = 0,186 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	II	7
2.2	Angeben der Gleichungen für die Elektrodenreaktionen, z. B.: $2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \quad / \quad 2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ Beschreiben der Teilchenveränderungen bei der Elektrolyse, z. B.: - Aus den Ionen entstehen durch Elektronenaufnahme bzw. -abgabe Moleküle. Begründen der zu erwartenden Beobachtungen, z. B.: - $2 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$ - Gasentwicklung an der Kathode $\rightarrow$ Entstehung von Wasserstoff - Gasentwicklung an der Anode $\rightarrow$ Entstehung von Chlor - dunkelviolette Färbung des Kaliumiodid-Stärkepapiers, z. B. $2 \text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{KCl}$ - Pinkfärbung der Lösung $\rightarrow$ Entstehung von Hydroxid-Ionen	II/III	8
2.3	Entwickeln eines Planes für die Identifizierung, z. B.: - Aufteilen der Lösungen - Zugabe von Unitest-Lösung - Untersuchung auf Ammonium-Ionen Erklären der festgestellten Beobachtungen Formulieren der entsprechenden Reaktionsgleichungen, z. B.: - Rotfärbung bei den Lösungen von Chlorwasserstoffsäure durch Überschuss an Hydronium-Ionen - Blaufärbung des angefeuchteten Unitestpapiers nach Zugabe von Natronlauge bei Ammoniumchlorid $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$		8
Summe			23
3.1	Berechnen der Stoffmengenkonzentration der Chlorwasserstoffsäure: $c = 10^{-1,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $c \approx 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	II/III	2
3.2	Erläutern der Bedeutung der pH-Wert-Ermittlung an zwei Beispielen aus unterschiedlichen Bereichen, z. B.: - Landwirtschaft $\rightarrow$ pH-Wert-Ermittlung des Bodens, um optimale Bodenverhältnisse für das Pflanzenwachstum durch gezielte Düngung zu erreichen - Abwasseraufbereitung $\rightarrow$ pH-Wert-Ermittlung des Abwassers, um Möglichkeiten für die Neutralisation abzuleiten	I/II	4

Summe		6
--------------	--	----------

50 BE

3 Ermittlung des Gesamtergebnisses

Bewertungseinheiten	Notenpunkte	Note
48 – 50	15	1 ⁺
45 – 47	14	1
43 – 44	13	1 ⁻
40 – 42	12	2 ⁺
38 – 39	11	2
35 – 37	10	2 ⁻
33 – 34	9	3 ⁺
30 – 32	8	3
28 – 29	7	3 ⁻
25 – 27	6	4 ⁺
23 – 24	5	4
20 – 22	4	4 ⁻
17 – 19	3	5 ⁺
13 – 16	2	5
10 – 12	1	5 ⁻
0 – 9	0	6