

KLAUSUR CHEMIE

Chemisches Gleichgewicht • MWG • Le Chatelier • Kinetik • Katalyse

Schwerpunktthema: Das Haber-Bosch-Verfahren

(Industrielle Ammoniaksynthese)

Aufgabe	A 1	A 2	A 3	A 4	A 5	A 6
Max. Punkte	14	12	18	14	12	10
Erreichte Punkte						
Gesamt: 80 P		Note: _____				

Bearbeitungszeit: 120 Minuten | Hilfsmittel: Taschenrechner, Formelsammlung | Punktzahl: 80 Punkte

Hintergrundtext: Das Haber-Bosch-Verfahren

Das Haber-Bosch-Verfahren gilt als eines der bedeutendsten chemischen Industrieverfahren der Menschheitsgeschichte – kein anderes Verfahren hat die Welt im 20. Jahrhundert so tiefgreifend verändert. Es wurde Anfang des 20. Jahrhunderts von Fritz Haber theoretisch entwickelt und von Carl Bosch zur großtechnischen Reife geführt. Heute werden weltweit mehr als 180 Millionen Tonnen Ammoniak pro Jahr nach diesem Verfahren produziert. Ammoniak (NH_3) ist Ausgangsstoff für die Herstellung von Stickstoffdüngern, Salpetersäure, Sprengstoffen, Kunststoffen und Pharmazeutika. Schätzungsweise hängt die Ernährung von fast der Hälfte der Weltbevölkerung indirekt von diesem Verfahren ab – ohne den Kunstdünger aus Haber-Bosch-Ammoniak könnten die heutigen landwirtschaftlichen Erträge nicht erreicht werden.

Die historische Ausgangslage

Um 1900 stand die Menschheit vor einem ernsten Problem: Die Weltbevölkerung wuchs rasant, doch die natürlichen Stickstoffquellen waren nahezu erschöpft. Der wichtigste Lieferant von Stickstoffverbindungen war damals der Chile-Salpeter (Natriumnitrat), der in der Atacama-Wüste abgebaut und in alle Welt verschifft wurde. Wissenschaftler wie Sir William Crookes warnten bereits 1898 öffentlich davor, dass diese Vorräte innerhalb weniger Jahrzehnte versiegen würden – eine globale Hungerkatastrophe schien unausweichlich. Die Aufgabe der Chemie war klar: Man musste lernen, den unerschöpflichen Stickstoff aus der Luft (etwa 78 % der Atmosphäre bestehen aus N_2) chemisch nutzbar zu machen. Diese Vision wurde später als „Brot aus Luft“ bekannt.

Fritz Haber – Der Theoretiker

Fritz Haber, geboren am 9. Dezember 1868 in Breslau (heute Wrocław, Polen) in einer jüdischen Kaufmannsfamilie, war Professor für Physikalische Chemie an der Technischen Hochschule Karlsruhe. Zwischen 1904 und 1909 gelang ihm im Laborversuch das Unmögliche: die direkte Synthese von Ammoniak aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff bei hohen Temperaturen und Drücken am Osmium-Katalysator. 1909 führte er seinen funktionierenden Tischapparat Vertretern der BASF vor – ein Moment, der die Chemiegeschichte verändern sollte. Für seine Leistung erhielt Haber 1918 den Nobelpreis für Chemie „für die Synthese von Ammoniak aus dessen Elementen“. Seine Karriere endete tragisch: 1933 wurde er von den Nationalsozialisten als Jude aus seinem Amt gedrängt, obwohl er Deutschland im Ersten Weltkrieg patriotisch gedient hatte. Er emigrierte und starb verbittert am 29. Januar 1934 in einem Hotel in Basel.

Carl Bosch – Der Macher

Carl Bosch, geboren am 27. August 1874 in Köln, war Chemiker und Ingenieur zugleich – eine seltene Kombination, die ihn zum perfekten Partner für Haber machte. Als Mitarbeiter der BASF in Ludwigshafen bekam er ab 1909 die schier unlösbare Aufgabe, Habers Laborverfahren in einen industriellen Großprozess zu überführen. Niemand hatte zuvor Stahlreaktoren gebaut, die Hochtemperatur und Hochdruck gleichzeitig dauerhaft aushalten würden – der einfache Kohlenstoffstahl wurde durch den heißen Wasserstoff spröde und versagte. Bosch löste das Problem durch die Erfindung doppelwandiger Reaktoren mit innerem Weicheisenmantel. 1913 ging in Oppau die erste großtechnische Ammoniakanlage der Welt in Betrieb. Bosch erhielt 1931 zusammen mit Friedrich Bergius den Nobelpreis für Chemie „für die Erfindung und Entwicklung der chemischen Hochdruckverfahren“ – es war die erste Auszeichnung in der Geschichte des Nobelpreises für eine ingenieurtechnische Leistung. Auch Bosch erlebte das Aufkommen der Nationalsozialisten als persönliche Katastrophe: Als überzeugter Internationalist warnte er Hitler persönlich vor der Vertreibung jüdischer Wissenschaftler, ohne Gehör zu finden. Schwer depressiv und politisch desillusioniert starb er am 26. April 1940 in Heidelberg.

Der Erste Weltkrieg – Die ambivalente Bedeutung des Verfahrens

Mit dem Ausbruch des Ersten Weltkriegs 1914 verkehrte sich die ursprünglich friedliche Idee des Verfahrens ins Gegenteil. Die britische Seeblockade schnitt das Deutsche Reich vom Chile-Salpeter-Import ab – ohne diese Stickstoffquelle hätte das Land binnen weniger Monate weder ausreichend Dünger für die Lebensmittelproduktion noch genug Salpetersäure für Sprengstoffe gehabt. Genau in dieser Lage wurde das Haber-Bosch-Verfahren zur kriegsentscheidenden Technologie: Aus dem synthetischen Ammoniak wurde über das Ostwald-Verfahren Salpetersäure hergestellt, und daraus wiederum die Sprengstoffe TNT und Nitroglycerin für Granaten und Munition. Viele Historiker sind sich heute einig, dass das Deutsche Reich ohne das Haber-Bosch-Verfahren den Krieg bereits 1915 wegen Munitionsmangel hätte beenden müssen – der Erste Weltkrieg wurde durch diese Technologie um Jahre verlängert, mit Millionen zusätzlichen Toten.

Fritz Haber selbst trug zur Tragödie persönlich bei: Als überzeugter Patriot leitete er außerdem die deutschen Gaskriegsforschungen und überwachte am 22. April 1915 bei Ypern den ersten massenhaften Einsatz von Chlorgas als Massenvernichtungswaffe. Seine Frau Clara Immerwahr, selbst promovierte Chemikerin und überzeugte Pazifistin, beging wenige Tage später aus Protest und Verzweiflung Selbstmord. Haber reiste am nächsten Morgen weiter an die Ostfront – ein Verhalten, das ihn bis heute zu einem der umstrittensten Nobelpreisträger der Geschichte macht.

Die Chemie des Verfahrens

Die zentrale Reaktion lautet:
$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -92 \text{ kJ/mol}$$

Die Reaktion ist exotherm und verläuft unter Verringerung der Stoffmenge an Gasteilchen (4 mol → 2 mol). Nach dem Prinzip von Le Chatelier wären für eine hohe Ausbeute also niedrige Temperaturen und hohe Drücke ideal. In der Praxis stellt sich jedoch ein klassisches chemisches Dilemma: Bei niedrigen Temperaturen läuft die Reaktion zu langsam ab, bei sehr hohen Drücken steigen die Anlagenkosten exponentiell. Industriell wird daher bei einem Kompromiss von etwa 450 °C und 200–300 bar gearbeitet – unter Einsatz eines Eisen-Mischkatalysators (Fe / Al₂O₃ / K₂O), der die Aktivierungsenergie deutlich senkt. Der Katalysator wurde von Alwin Mittasch bei der BASF in über 20.000 systematischen Versuchen optimiert – einer der intensivsten Katalysatorforschungen der Wissenschaftsgeschichte.

Im technischen Prozess durchläuft das Gasgemisch mehrere Stufen: Verdichtung in Kompressoren, Aufheizung im Wärmetauscher, katalytische Reaktion im Reaktor, Abkühlung zur Kondensation des Ammoniaks und Rückführung der nicht umgesetzten Edukte. Der Umsatz pro Reaktordurchgang liegt typischerweise nur bei 15–20 %; durch die kontinuierliche Rückführung wird jedoch eine Gesamtausbeute von etwa 97 % erreicht. Das Verfahren verbraucht heute etwa 1–2 % des weltweiten Primärenergiebedarfs und ist für rund 1,4 % der globalen CO₂-Emissionen verantwortlich – eine Zahl, die in Zeiten der Energiewende zunehmend in den Fokus rückt.

Zukünftige „grüne“ Varianten setzen auf Wasserstoff aus Wasserelektrolyse mit erneuerbarem Strom und versprechen einen klimaneutralen Ammoniak.

Gegebene Standardgrößen

Größe	Wert	Hinweis
$\Delta H^\circ(\text{NH}_3)$	-46 kJ/mol	Standardbildungsenthalpie
$\Delta H^\circ(\text{N}_2), \Delta H^\circ(\text{H}_2)$	0 kJ/mol	Elemente im Standardzustand
$M(\text{NH}_3)$	17 g/mol	Molare Masse
$M(\text{N}_2)$	28 g/mol	Molare Masse
$M(\text{H}_2)$	2 g/mol	Molare Masse
V_M	22,4 L/mol	Molvolumen bei Normbedingungen (0 °C, 1013 hPa)
R	8,314 J/(mol·K)	Allgemeine Gaskonstante

Aufgabe 1:

Die Pioniere – Fritz Haber und Carl Bosch [14 Punkte]

Hinter jedem großen Industrieverfahren stehen Menschen. Das Haber-Bosch-Verfahren trägt die Namen zweier deutscher Chemiker, deren Lebenswege eng mit der Geschichte des 20. Jahrhunderts verwoben sind. Ihre Arbeit revolutionierte die Landwirtschaft – und veränderte zugleich die Kriegsführung. Beide erhielten den Nobelpreis, beide starben unter tragischen Umständen.

a) Recherche-Steckbrief der beiden Chemiker [6 P]

Vervollständigen Sie die folgende Tabelle mit den biografischen Eckdaten von **Fritz Haber** und **Carl Bosch**. Tragen Sie die geforderten Angaben in eigenen Worten ein.

Merkmal	Fritz Haber	Carl Bosch
Geburtsdatum und Geburtsort		
Sterbedatum und Sterbeort		
Nobelpreis (Jahr und Begründung)		
Beitrag zum Haber-Bosch-Verfahren		

b) Historischer Kontext [4 P]

Beschreiben Sie in 4–6 Sätzen, in welchem zeitgeschichtlichen Kontext das Haber-Bosch-Verfahren entwickelt wurde. Gehen Sie dabei auf folgende Aspekte ein:

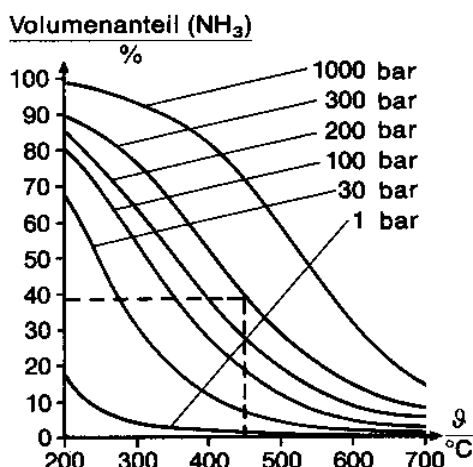
- Welches gesellschaftliche Problem sollte das Verfahren ursprünglich lösen?
- Welche Rolle spielte das Unternehmen BASF?
- In welchem Jahr begann die großtechnische Produktion?

c) Ethische Doppelnatur des Verfahrens [4 P]

Das Haber-Bosch-Verfahren wird oft als "Brot aus Luft" bezeichnet. Erläutern Sie, warum dieses Verfahren bis heute als **ambivalent** beurteilt wird. Nennen Sie je **zwei positive und zwei negative** Konsequenzen für die Menschheit.

Aufgabe 2: Diagramm D1 und Prinzip von Le Chatelier [12 Punkte]

Das nachfolgende Diagramm **D1** zeigt den Volumenanteil von NH_3 (in %) im Gleichgewichtsgemisch in Abhängigkeit von der Temperatur, dargestellt für verschiedene Drücke (1 bar bis 1000 bar).



a) Wirkung der Temperatur [3 P]

Begründen Sie mithilfe des Prinzips von Le Chatelier und unter Bezugnahme auf das Vorzeichen von ΔH° , warum der Volumenanteil von NH_3 bei steigender Temperatur **abnimmt**.

b) Wirkung des Druckes [3 P]

Zählen Sie die Mol Gasteilchen auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung und erklären Sie, warum die Kurven bei höherem Druck systematisch **oberhalb** der Niederdruck-Kurven liegen.

c) Die „Kompromiss-Kurve“ bei 300 bar [6 P]

In der industriellen Praxis arbeitet man typischerweise bei einem Druck von etwa **300 bar** – *nicht* bei 1000 bar, obwohl ein höherer Druck thermodynamisch noch günstiger wäre. Diskutieren Sie diese „Kompromiss-Wahl“ und gehen Sie dabei auf **drei** Aspekte ein:

(1) thermodynamischer Vorteil hoher Drücke, (2) technisch-wirtschaftliche Grenzen, (3) Lesen Sie die NH_3 -Ausbeute aus dem Diagramm bei 300 bar ab und nennen Sie den Wert.

Aufgabe 3: Gleichgewichtskonstante K_c und ihre Temperaturabhängigkeit (D2) [18 Punkte]

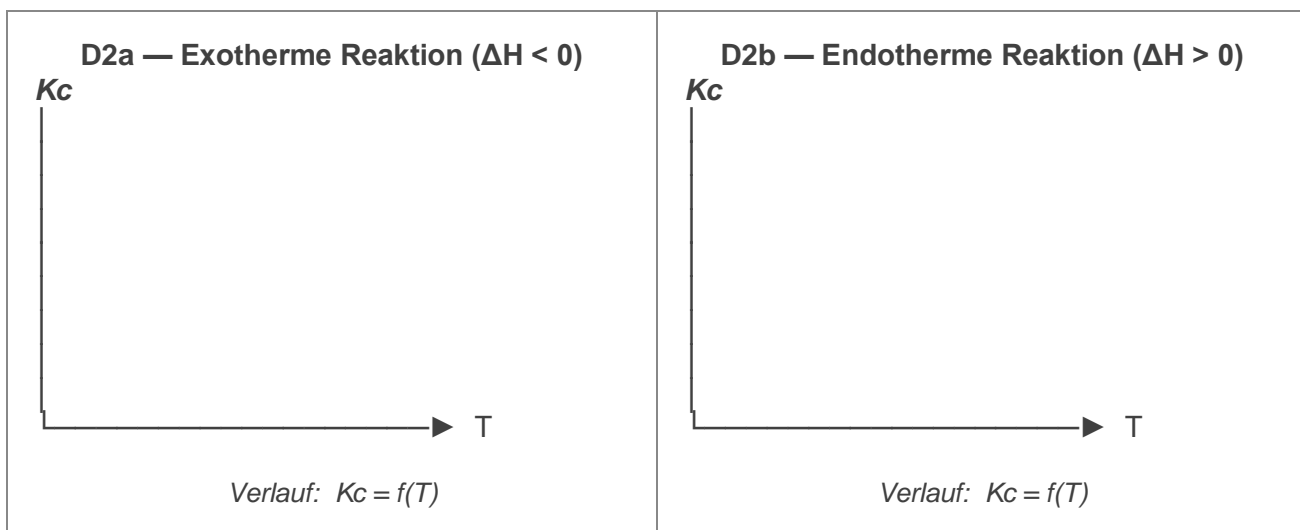
Die Gleichgewichtskonstante K_c ist ein Maß für die Lage des chemischen Gleichgewichts. Ihre Abhängigkeit von der Temperatur ist *nicht konstant* und unterscheidet sich grundsätzlich zwischen exothermen und endothermen Reaktionen.

a) Definitionen und Formel [4 P]

Stellen Sie den **K_c -Ausdruck** für die Haber-Bosch-Reaktion auf und erläutern Sie kurz den Unterschied zwischen **K_c** und **K_p** .

b) Diagramm D2: Skizzieren der $K_c(T)$ -Kurven [8 P]

Zeichnen Sie *prinzipiell* (ohne konkrete Zahlenwerte!) den qualitativen Verlauf von K_c in Abhängigkeit von der Temperatur T in die beiden vorbereiteten leeren Koordinatensysteme. Achten Sie auf die korrekte Steigung und die richtige Tendenz der Kurve.

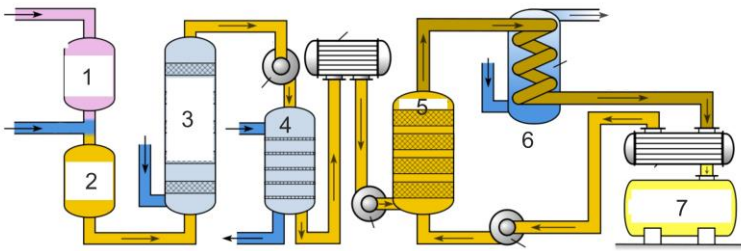


c) Begründung des Kurvenverlaufs [6 P]

Erläutern Sie für beide Fälle (exotherm und endotherm) **getrennt**, wie sich K_c bei steigender Temperatur verhält. Begründen Sie Ihre Antwort jeweils mit dem Prinzip von Le Chatelier und ordnen Sie das Haber-Bosch-Verfahren einem der beiden Fälle zu.

Aufgabe 4: Schema der industriellen Ammoniaksynthese [14 P]

Das nachfolgende Schema zeigt den Verfahrensablauf einer typischen Haber-Bosch-Anlage. Die einzelnen Bereiche sind mit den Nummern **1 bis 7** gekennzeichnet. Sie umfassen unter anderem Kompressoren, Wärmetauscher, den Reaktor mit Katalysatorschüttung, Kühler zur Ammoniak-Kondensation und die Rückführung nicht umgesetzter Edukte.



Aufgabe [14 P]

Beschreiben Sie **mit eigenen Worten**, was in den konkreten Bereichen **1 bis 7** passiert. Notieren Sie, wenn nötig, die ablaufenden chemischen Reaktionen. Achten Sie darauf, die Funktion jedes Bauteils (Kompressor, Wärmetauscher, Reaktor, Kühler, Abscheider, Rückführung) korrekt zu benennen und mit den Reaktionsbedingungen (Temperatur, Druck, Katalysator) zu verknüpfen.

Bereich 1:

Bereich 2:

Bereich 3:

Bereich 4:

Bereich 5:

Bereich 6:

Bereich 7

Aufgabe 5: MWG – Rückrechnung von $p(\text{NH}_3)$ [12 P]

Zu einem bestimmten Zeitpunkt der Ammoniaksynthese wurde die Gleichgewichtskonstante zu $K_p = 2,0 \text{ bar}^{-2}$ gemessen. Die folgenden Gleichgewichts-Partialdrücke der Edukte wurden ermittelt:

Stoff	Formel	Partialdruck (bar)
Stickstoff	N_2	4,0
Wasserstoff	H_2	2,0
Ammoniak	NH_3	? (gesucht)

a) Aufstellen des K_p -Ausdrucks [3 P]

Stellen Sie den vollständigen Ausdruck für K_p für die Haber-Bosch-Reaktion auf. Achten Sie auf Konvention (Produkte/Edukte) und stöchiometrische Exponenten.

b) Umstellen nach $p(\text{NH}_3)$ [3 P]

Lösen Sie den K_p -Ausdruck algebraisch nach $p(\text{NH}_3)$ auf. Geben Sie die umgestellte Formel explizit an.

c) Berechnung von $p(\text{NH}_3)$ [4 P]

Berechnen Sie den Gleichgewichts-Partialdruck $p(\text{NH}_3)$. Zeigen Sie alle Zwischenschritte (Einsetzen, Multiplizieren, Wurzelziehen).

d) Interpretation und Einheit [2 P]

Geben Sie die Einheit von $p(\text{NH}_3)$ an und überprüfen Sie die Einheit von K_p durch eine Dimensionsanalyse (bar^n). Was sagt der berechnete Wert über die Lage des Gleichgewichts aus?

Aufgabe 6: Kinetik und Kc-Berechnung aus Stoffmengen [10 P]

a) Mittlere Reaktionsgeschwindigkeit [3 P]

In einem Modellversuch zur Ammoniaksynthese wurden während der ersten 6 Stunden folgende Partialdrücke von NH_3 im Reaktionsgemisch gemessen:

Zeit t (h)	0	1	2	3	4	5	6
p(NH_3) (bar)	0	180	240	270	288	300	309

Berechnen Sie die **mittlere Reaktionsgeschwindigkeit** der NH_3 -Bildung in den **ersten 3 Stunden**. Geben Sie die Einheit korrekt an.

b) Momentangeschwindigkeit zur 2. Stunde [3 P]

Beschreiben Sie das Vorgehen zur näherungsweise Bestimmung der **momentanen Reaktionsgeschwindigkeit** zur 2. Stunde (Sekantenverfahren, z. B. zwischen $t = 1$ h und $t = 3$ h) und führen Sie die Rechnung durch.

c) Berechnung von Kc aus Stoffmengen [4 P]

In einem geschlossenen Reaktor mit dem Volumen $V = 1$ L wurden 5 mol N_2 und 15 mol H_2 vermischt. Im Gleichgewicht wurde eine Stoffmenge von 2 mol NH_3 gemessen. Berechnen Sie daraus die Gleichgewichtskonstante K_c .

Hinweis: Berücksichtigen Sie, wie viel N_2 und H_2 für die Bildung von 2 mol NH_3 verbraucht wurden (Stöchiometrie 1 : 3 : 2).

– Ende der Klausur –
Viel Erfolg!

ERWARTUNGSHORIZONT & MUSTERLÖSUNG

Klausur Chemie – Das Haber-Bosch-Verfahren (Ammoniaksynthese)

⚠ HINWEIS: Nur für Lehrkräfte – nicht an Schülerinnen und Schüler ausgeben!

Erwartungshorizont Aufgabe 1: Haber und Bosch [Gesamt: 14 P]

a) Steckbrief [6 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Fritz Haber: geboren am 9. Dezember 1868 in Breslau (heute Polen).	Datum + Ort
1	Fritz Haber: gestorben am 29. Januar 1934 in Basel (Schweiz). Nobelpreis für Chemie 1918 "für die Synthese von Ammoniak aus dessen Elementen".	Sterbedatum + Nobelpreis
1	Fritz Haber: theoretische Entwicklung der Ammoniaksynthese; entwickelte 1908/09 im Labormaßstab das Verfahren der katalytischen NH_3 -Bildung bei hohem Druck.	Beitrag
1	Carl Bosch: geboren am 27. August 1874 in Köln.	Datum + Ort
1	Carl Bosch: gestorben am 26. April 1940 in Heidelberg. Nobelpreis für Chemie 1931 (gemeinsam mit Friedrich Bergius) für die "Entwicklung der chemischen Hochdruckverfahren".	Sterbedatum + Nobelpreis
1	Carl Bosch: großtechnische Umsetzung des Verfahrens bei der BASF in Ludwigshafen; entwickelte hochdruckfeste Reaktoren und den Eisen-Katalysator weiter (industrielle Realisierung).	Beitrag

b) Historischer Kontext [4 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Hauptproblem um 1900: Drohende Nahrungsmittelkrise; natürliche Stickstoffquellen (Chile-Salpeter / Guano) waren begrenzt und drohten zu versiegen.	Salpeter-Krise
1	Ziel: Stickstoff aus der unerschöpflichen Quelle Luft ($\text{N}_2 \approx 78 \%$) chemisch fixieren und in Dünger umwandeln.	Brot aus Luft
1	BASF (Badische Anilin- und Sodafabrik) finanzierte die Forschung und stellte mit Carl Bosch die nötige Ingenieursleistung für Hochdruckreaktoren bereit.	Industriepartner
1	1913: Beginn der großtechnischen Produktion im BASF-Werk Oppau (Ludwigshafen) – erster industrieller Hochdruckprozess der Geschichte.	Jahr 1913 nennen

c) Ethische Doppelnatur [4 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Positiv: Massenproduktion von Stickstoffdünger ermöglicht die Ernährung von schätzungsweise 40–50 % der Weltbevölkerung; Grundlage der modernen Landwirtschaft.	Welternährung
1	Positiv: Wirtschaftliche Unabhängigkeit von Salpeter-Importen; Grundstoff für Pharmazeutika, Kunststoffe, Farbstoffe (z. B. $\text{NH}_3 \rightarrow$ $\text{HNO}_3 \rightarrow$ Folgeprodukte).	Wirtschaft
1	Negativ: Ammoniak / Salpetersäure wurde zur Sprengstoffproduktion (TNT, Nitroglycerin) genutzt; verlängerte und verschärfte den Ersten Weltkrieg.	Kriegsführung
1	Negativ: Massiver Energieverbrauch (heute ca. 1–2 % des globalen Energieverbrauchs) und CO_2 -Emissionen; Überdüngung führt zu	Ökologie

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
	Gewässereutrophierung und Klimawirkung (N ₂ O).	

Erwartungshorizont Aufgabe 2: Diagramm D1 und Le Chatelier [12 P]

a) Wirkung der Temperatur [3 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Die Reaktion ist exotherm ($\Delta H^\circ = -92 \text{ kJ/mol} < 0$); Wärme zählt als Produkt.	Vorzeichen
1	Le Chatelier: Bei Temperaturerhöhung wird die exotherme Hinreaktion gehemmt \rightarrow Gleichgewicht verschiebt sich nach links (Eduktseite).	Richtung
1	\rightarrow Volumenanteil NH ₃ sinkt mit steigender T; Kurven im Diagramm fallen monoton.	Diagramm

b) Wirkung des Druckes [3 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Edukte: 1 mol N ₂ + 3 mol H ₂ = 4 mol Gasteilchen; Produkte: 2 mol NH ₃ = 2 mol Gasteilchen.	Zählung
1	Druckerhöhung \rightarrow System weicht zur Seite mit weniger mol aus \rightarrow Verschiebung nach rechts (Produktseite).	Le Chatelier
1	Daher liegen Hochdruck-Kurven (z. B. 600, 1000 bar) systematisch über Niederdruck-Kurven (1, 30 bar); höherer NH ₃ -Anteil bei höherem Druck.	Diagrammbezug

c) Kompromiss-Kurve bei 300 bar [6 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Thermodynamischer Vorteil: Bei 1000 bar wäre die NH ₃ -Ausbeute deutlich höher (Le Chatelier).	Thermodynamik
1	Technische Grenze 1: Apparate (Reaktor, Rohrleitungen, Kompressoren) müssen drucksicher gebaut werden \rightarrow exponentiell steigende Materialkosten und Wandstärken.	Material
1	Technische Grenze 2: Verdichtungsarbeit der Kompressoren steigt überproportional \rightarrow höhere Betriebs- und Energiekosten.	Energie
1	Wirtschaftliche Bewertung: Zusatzgewinn an Ausbeute zwischen 300 und 1000 bar relativ gering, Mehrkosten aber sehr hoch \rightarrow unwirtschaftlich.	Wirtschaftlichkeit
1	Sicherheit: Höhere Drücke \rightarrow höheres Explosionsrisiko, aufwändigere Sicherheitsmaßnahmen.	Sicherheit
1	Ablesewert: Bei 300 bar und 450 °C beträgt der Volumenanteil von NH ₃ im Gleichgewicht etwa 30–35 %.	Toleranz $\pm 5 \%$

Erwartungshorizont Aufgabe 3: Kc(T) und D2 [Gesamt: 18 P]

a) Definitionen und Formel [4 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	$K_c = \frac{c(\text{NH}_3)^2}{[c(\text{N}_2) \cdot c(\text{H}_2)^3]}$	Formel vollständig
1	Produkte im Zähler, Edukte im Nenner; stöchiometrische Koeffizienten als Exponenten (2, 1, 3).	Konvention
1	Kc wird mit Stoffmengenkonzentrationen (mol/L), Kp mit Partialdrücken (bar) formuliert.	Unterschied
1	Beide beschreiben dieselbe Gleichgewichtslage; $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ (Verknüpfung); identischer Zahlenwert nur bei $\Delta n = 0$.	Höhere Stufe

b) Diagramm D2: Kurvenverläufe [8 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
2	D2a (exotherm, $\Delta H < 0$): Kc nimmt mit steigender T monoton ab; Kurve fällt asymptotisch.	Verlauf fallend
2	Bei tiefer T \rightarrow großes Kc (Gleichgewicht auf Produktseite); bei hoher T \rightarrow kleines Kc.	Tendenz
2	D2b (endotherm, $\Delta H > 0$): Kc nimmt mit steigender T monoton zu; Kurve steigt an.	Verlauf steigend
2	Bei tiefer T \rightarrow kleines Kc (Edukte überwiegen); bei hoher T \rightarrow großes Kc (Produkte überwiegen).	Tendenz

c) Begründung [6 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Exotherm: Wärme = Produkt. Temperaturerhöhung = Erhöhung eines Produkts \rightarrow System weicht aus \rightarrow Hinreaktion gehemmt \rightarrow Kc sinkt.	Le Chatelier
1	Quantitativ: van't Hoff-Gleichung $d(\ln K)/dT = \Delta H/(R \cdot T^2)$; bei $\Delta H < 0$ folgt $d(\ln K)/dT < 0 \rightarrow$ Kc fällt mit T.	Höhere Stufe (Bonus)
1	Endotherm: Wärme = Edukt. Temperaturerhöhung = Erhöhung eines Edukts \rightarrow System weicht aus \rightarrow Hinreaktion begünstigt \rightarrow Kc steigt.	Le Chatelier
1	Quantitativ: bei $\Delta H > 0$ folgt $d(\ln K)/dT > 0 \rightarrow$ Kc steigt mit T.	Höhere Stufe (Bonus)
1	Haber-Bosch: $\Delta H^\circ = -92 \text{ kJ/mol} < 0 \rightarrow$ exotherm; Kc(T) entspricht dem fallenden Verlauf D2a.	Zuordnung
1	Praxisbezug: Genau aus diesem Grund würde man thermodynamisch tiefe Temperaturen wählen, muss aber wegen der Kinetik einen Kompromiss bei $\sim 450 \text{ }^\circ\text{C}$ eingehen.	Praxis

Erwartungshorizont Aufgabe 4: Schema (Bereiche 1–7) [14 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
2	Bereich 1 – Synthesegasherstellung (Reformer): Aus Methan (CH_4), Wasser (H_2O) und Luft (O_2 , N_2) werden in zwei gekoppelten Reaktoren die Edukte für die Ammoniaksynthese erzeugt. Die ablaufenden Reaktionen sind: $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + 3 \text{H}_2$ (Steam-Reforming, endotherm) und $2 \text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO} + 4 \text{H}_2$ (partielle Oxidation, exotherm – liefert die Wärme für das Steam-Reforming und gleichzeitig den Stickstoff N_2 aus der Luft).	H_2 - und N_2 -Quelle
2	Bereich 2 – CO-Konvertierung (Katalysator-Turm bei $500 \text{ }^\circ\text{C}$): Das entstandene Kohlenstoffmonoxid CO ist ein Katalysatorgift für den Haber-Bosch-Eisenkatalysator	Wassergas-Shift-Reaktion

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
	und muss entfernt werden. In der Wassergas-Shift-Reaktion wird es zu CO_2 umgesetzt: $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ – dabei entsteht zusätzlicher Wasserstoff. Der Vorgang läuft am Katalysator bei ca. 500 °C ab.	
2	Bereich 3 – Gaswäsche (Wäscher): Das entstandene CO_2 wird durch eine Wasser- oder Lauge-Wäsche aus dem Gasstrom entfernt. Das Wasser wird oben eingespritzt, das CO_2 unten zusammen mit dem Waschwasser abgeleitet ($\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$). Übrig bleibt das reine Synthesegas $\text{N}_2 + \text{H}_2$ im stöchiometrischen Verhältnis 1 : 3.	CO_2 -Entfernung
2	Bereich 4 – Verdichtung und Vorwärmung (Kompressoren + Vorwärmer): Das gereinigte Synthesegas wird in mehreren Stufen durch Kompressoren auf ca. 300 bar verdichtet. Anschließend wird es im Vorwärmer (Wärmetauscher) auf die Reaktionstemperatur von ca. 450 °C gebracht. Hohe Drücke verschieben das Gleichgewicht nach Le Chatelier zur Produktseite (4 mol Gas → 2 mol Gas).	Druckaufbau + Wärmerückgewinnung
2	Bereich 5 – Reaktor (Haber-Bosch-Hauptreaktion): Im Reaktor läuft die zentrale Reaktion am Eisen-Mischkatalysator ($\text{Fe} / \text{Al}_2\text{O}_3 / \text{K}_2\text{O}$) bei 300 bar und 450 °C ab: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ ($\Delta H^\circ = -92 \text{ kJ/mol}$). Der Umsatz pro Durchgang beträgt nur ca. 15–20 %, sodass das Gemisch am Reaktorausgang aus N_2 , H_2 und NH_3 besteht.	Hauptreaktion, exotherm
2	Bereich 6 – Abhitzeessel und Kühler (Wärmerückgewinnung und NH_3-Kondensation): Das heiße Reaktionsgemisch durchläuft zunächst den Abhitzeessel , in dem die Reaktionswärme genutzt wird, um aus eingespritztem Wasser (H_2O) Wasserdampf zu erzeugen – eine wirtschaftlich wichtige Energierückgewinnung. Anschließend wird das Gas im Kühler weiter abgekühlt, sodass das Ammoniak (Siedepunkt -33 °C bei 1 bar, deutlich höher unter Druck) kondensiert und als flüssiges Produkt im Tank gesammelt wird („ <i>Ammoniak (flüssig)</i> “).	Dampferzeugung + Kondensation
2	Bereich 7 – Rückführung (Kreislauf, Recycle-Stream): Die nicht umgesetzten Edukte N_2 und H_2 werden nach der NH_3 -Abscheidung über einen Rückführkompressor zurück zum Reaktor geleitet und nehmen erneut an der Reaktion teil. Durch diese kontinuierliche Rückführung wird die Gesamtausbeute trotz des geringen Umsatzes pro Durchgang auf ca. 97 % gesteigert.	

Erwartungshorizont Aufgabe 5: Rückrechnung $p(\text{NH}_3)$ [12 P]

a) K_p -Ausdruck [3 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	$K_p = p(\text{NH}_3)^2 / [p(\text{N}_2) \cdot p(\text{H}_2)^3]$	Formel
1	Produkte im Zähler, Edukte im Nenner.	Konvention
1	Exponenten = stöchiometrische Koeffizienten (2, 1, 3); Partialdrücke (kein K_c).	Stöchiometrie

b) Umstellen nach $p(\text{NH}_3)$ [3 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Multiplizieren mit dem Nenner: $p(\text{NH}_3)^2 = K_p \cdot p(\text{N}_2) \cdot p(\text{H}_2)^3$	Schritt 1
1	Quadratwurzel ziehen: $p(\text{NH}_3) = \sqrt{K_p \cdot p(\text{N}_2) \cdot p(\text{H}_2)^3}$	Schritt 2 – Wurzel
1	Formel explizit angegeben (ohne Zahlenwerte).	Formel

c) Berechnung [4 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Einsetzen: $p(\text{NH}_3)^2 = 2,0 \cdot 4,0 \cdot (2,0)^3 = 2,0 \cdot 4,0 \cdot 8,0$	Einsetzen
1	Ausrechnen: $p(\text{NH}_3)^2 = 64$	Zwischenwert

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
2	$p(\text{NH}_3) = \sqrt{64} = 8,0 \text{ bar}$	Endergebnis (Toleranz: exakt)

d) Einheit und Interpretation [2 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Einheit $p(\text{NH}_3) = \text{bar}$. Dimensionsanalyse: $K_p = \text{bar}^2 / (\text{bar} \cdot \text{bar}^3) = \text{bar}^2 / \text{bar}^4 = \text{bar}^{-2}$; passt zur Angabe.	Dimension
1	Interpretation: $K_p = 2$ ist nur mäßig groß; Gleichgewicht liegt leicht auf der Produktseite, aber nicht extrem. Industriell muss durch Produktabtrennung und Rückführung die Ausbeute erhöht werden.	Praxis

ERWARTUNGSHORIZONT – Bonusaufgabe 5A

a) Δn und Formel-Aufstellung [2 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	$\Delta n = \sum n(\text{Produkte, gasförmig}) - \sum n(\text{Edukte, gasförmig}) = 2 - (1 + 3) = -2$	Vorzeichen wichtig!
1	Formel: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{-2}$ bzw. umgestellt: $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^2$	Umstellen

b) K_p aus Partialdrücken berechnen [2 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1/2	Werte aus Aufgabe 5: $p(\text{N}_2) = 4,0 \text{ bar}$; $p(\text{H}_2) = 2,0 \text{ bar}$; $p(\text{NH}_3) = 8,0 \text{ bar}$.	Übernahme aus A5
1/2	Einsetzen: $K_p = (8,0)^2 / [4,0 \cdot (2,0)^3] = 64 / 32 = 2,0 \text{ bar}^{-2} \checkmark$ (bestätigt den Wert aus Aufgabe 5)	Konsistenz-Check

c) K_c berechnen [3 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1/2	Temperatur umrechnen: $T = 450 \text{ °C} + 273,15 = 723,15$ $K \approx 723 \text{ K}$	Kelvin!
1/2	$R \cdot T = 0,0831 \cdot 723 \approx 60,08 \text{ L} \cdot \text{bar/mol}$; $(R \cdot T)^2 \approx 3610 \text{ (L} \cdot \text{bar/mol)}^2$	Zwischenwert
1	$K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^2 = 2,0 \cdot 3610 \approx 7220 \text{ (mol/L)}^{-2}$, d. h. $K_c \approx 7,22 \cdot 10^3 \text{ (mol/L)}^{-2}$	Toleranz: 7000–7400

d) Einheit und Dimensionsanalyse [1 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Einheit: $K_c = c(\text{NH}_3)^2 / [c(\text{N}_2) \cdot c(\text{H}_2)^3] \rightarrow (\text{mol/L})^2 / (\text{mol/L})^4 = (\text{mol/L})^{-2} = \text{L}^2/\text{mol}^2$. Stimmt mit $\Delta n = -2$ überein.	Dimension korrekt

e) Zugabe einer Säure HCl [2 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
2	Gibt man nun eine Säure wie Chlorwasserstoff bzw. HCl zum Reaktionsgemisch, passiert Folgendes: Das gebildete Ammoniak reagiert sofort mit der Säure: $\text{NH}_3 + \text{HCl} \Rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ Dadurch wird NH_3 aus dem Gleichgewicht „entfernt“. Nach dem Prinzip von Prinzip von Le Chatelier verschiebt sich das Gleichgewicht dann nach rechts, also zur Bildung von mehr Ammoniak.	Le Chatelier Prinzip erwähnen. Entfernung eines Produktes. 1 Punkt für die Reaktionsgleichung

Didaktischer Hinweis

Diese Aufgabe verknüpft drei zentrale Themen miteinander: **(1)** Massenwirkungsgesetz aus Aufgabe 5, **(2)** ideales Gasgesetz ($p \cdot V = n \cdot R \cdot T$), **(3)** Dimensionsanalyse. Sie testet, ob der Schüler *selbstständig* erkennt, dass die Partialdrücke aus der vorherigen Aufgabe übernommen werden müssen – ein typisches Abitur-Verhalten.

Der Wert $K_c \approx 7,2 \cdot 10^3 \text{ (mol/L)}^{-2}$ liegt nahe an Literaturwerten für die Ammoniaksynthese bei $450 \text{ }^\circ\text{C}$ (typisch 10^3 – 10^4 je nach Datenquelle) – das zeigt, dass die Aufgabe physikalisch realistisch konstruiert ist.

Erwartungshorizont Aufgabe 6: Kinetik und K_c [Gesamt: 10 P]

a) Mittlere Reaktionsgeschwindigkeit [3 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Formel: $\bar{v} = \Delta p(\text{NH}_3) / \Delta t$	Definition
1	Einsetzen: $\Delta p = p(3 \text{ h}) - p(0 \text{ h}) = 270 - 0 = 270 \text{ bar}$; $\Delta t = 3 \text{ h}$	Werte
1	$\bar{v} = 270 \text{ bar} / 3 \text{ h} = 90 \text{ bar/h}$	Ergebnis + Einheit

b) Momentangeschwindigkeit zur 2. Stunde [3 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Vorgehen: Sekantenverfahren – Tangente an die $p(t)$ -Kurve bei $t = 2 \text{ h}$ näherungsweise durch zwei Nachbarpunkte ersetzen.	Methode
1	Zwischen $t = 1 \text{ h}$ (180 bar) und $t = 3 \text{ h}$ (270 bar): $\Delta p = 270 - 180 = 90 \text{ bar}$; $\Delta t = 2 \text{ h}$	Werte
1	$v_{\text{momentan}}(2\text{h}) \approx 90 \text{ bar} / 2 \text{ h} = 45 \text{ bar/h}$	Ergebnis (Toleranz $\pm 5 \text{ bar/h}$)

c) Berechnung von K_c aus Stoffmengen [4 P]

P	Erwarteter Inhalt / Musterlösung	Hinweis / Toleranz
1	Stöchiometrie: Für 2 mol NH_3 werden 1 mol N_2 und 3 mol H_2 verbraucht.	Bilanz
1	Gleichgewichtsstoffmengen: $n(\text{N}_2) = 5 - 1 = 4 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2) = 15 - 3 = 12 \text{ mol}$; $n(\text{NH}_3) = 2 \text{ mol}$.	Restmengen
1	Konzentrationen ($V = 1 \text{ L}$): $c(\text{N}_2) = 4 \text{ mol/L}$; $c(\text{H}_2) = 12 \text{ mol/L}$; $c(\text{NH}_3) = 2 \text{ mol/L}$.	$c = n/V$
1	$K_c = (2)^2 / [4 \cdot (12)^3] = 4 / (4 \cdot 1728) = 4 / 6912 \approx 5,79 \cdot 10^{-4} \text{ (mol/L)}^{-2}$	Endergebnis + Einheit

Notenschlüssel (80 Punkte)

Punkte	Note	Bemerkung
80 – 72	1 (sehr gut)	≥ 90 %
71 – 64	2 (gut)	≥ 80 %
63 – 52	3 (befriedigend)	≥ 65 %
51 – 40	4 (ausreichend)	≥ 50 %
39 – 24	5 (mangelhaft)	≥ 30 %
23 – 0	6 (ungenügend)	< 30 %