

Chemie-Abiturtraining: vorbereitende Übungsaufgaben 1–4

Von Dennis Dietz



© kali9/E+/Getty Images Plus

Dieser Teil aus der Reihe „Chemie-Abiturtraining“ liefert Ihnen abiturvorbereitende Übungsaufgaben zu den abiturrelevanten Themen der Thermodynamik, Elektrochemie, chemischen Gleichgewichtsreaktionen und Säure-Base-Reaktionen. In den Aufgaben können die Schülerinnen und Schüler jeweils auf drei unterschiedlichen Niveaustufen wesentliche Inhalte dieser Themenfelder als Vorbereitung auf das Abitur wiederholen, üben und vertiefen. Dabei wurden bei der Konzeption dieser differenzierten Aufgaben alle vier Kompetenzbereiche sowie die Anforderungsbereiche I–III berücksichtigt, um ein möglichst effektives Training für das Abitur zu gewährleisten. Ein mitgelieferter Bewertungsschlüssel mit ausführlichem Erwartungshorizont ermöglicht Ihnen eine einfache und transparente Selbstbewertung. Darüber hinaus steht zu jedem der genannten Themengebiete eine kurze theoretische Einleitung für die Lernenden zur Verfügung, um ihr Wissen aus dem Bereich für den praktischen Aufgabenteil zu reaktivieren.

Abiturtraining 1 – Thermodynamik

Methodisch-didaktische Hinweise

Dieses Material ist das erste einer Reihe von Übungsaufgaben, die eine gezielte Vorbereitung auf das Abitur ermöglichen sollen. Ziel dieses ersten Materials ist es, den Schülerinnen und Schülern nach einer kurzen theoretischen Einleitung in das Themenfeld „Thermodynamik“ Aufgaben unterschiedlicher Schwierigkeitsgrade und Kompetenzbereiche im Sinne eines Aufgabenpools anzubieten. Diese Aufgabensammlung kann sowohl von der Lehrperson als diagnostisches Instrument eingesetzt werden, um Informationen über den Wissensstand einer Lerngruppe zu erheben, wie auch den Schülerinnen und Schülern als bewertungsfreien Lernraum zum selbstständigen Auffrischen, Anwenden und Vertiefen von Unterrichtsinhalten zur Verfügung gestellt werden. Um Gründe der Differenzierung werden die Aufgaben in drei verschiedene Niveaus eingeteilt, so dass sich die leistungsstärkeren Schüler schwerpunktmäßig auf anspruchsvollere Aufgaben konzentrieren können, während die Schüler mit höherem Nachholbedarf mit einfacheren Aufgaben beginnen dürfen, um sich dann nach und nach an die komplexeren Aufgabenstellungen heranzuwagen. Ob eine Aufgabe persönlich als leichter eingeschätzt wird, kann sowohl vom Anforderungsniveau (Reproduktion, Anwendung, Transfer) als auch vom Aufgabenformat (geschlossen, halb offen, offen) als auch natürlich von der Kombination dieser zwei Dimensionen abhängen. Die Aufgaben sprechen unterschiedliche Kompetenzen an, so werden neben Fachwissen auch Kommunikation, Erkenntnisgewinnung und Bewertung berücksichtigt.

In diesem ersten Beitrag geht es inhaltlich um: 1. und 2. Hauptsatz der Thermodynamik, System, ideales Gas, innere Energie, Volumenarbeit, Enthalpie, Kalorimetrie, Satz von Hess, Entropie, freie Reaktionsenthalpie, Gibbs-Helmholtz-Gleichung.

oder flüssigen Stoffes. Bei der Einnahme des Volumens leistet das Gas Arbeit an der Umgebung. Eine einfache Formel zur Berechnung der Volumenarbeit lautet:

$$\Delta W_{\text{Vol}} = -p \cdot \Delta V$$

Um zahlreiche Berechnungen zu erleichtern, wurde das ideale Gasgesetz entwickelt. Ein ideales Gas zeichnet sich durch zwei Bedingungen aus:

- Die Teilchen des Gases besitzen kein Eigenvolumen.
- Die Teilchen des Gases wechselwirken nicht miteinander.

Die Bedingungen gelten zwar in erster Näherung allerhöchstens für die Edelgase, dennoch wird die folgende Formel für ideale Gase häufig verwendet:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R ist dabei die ideale Gaskonstante und beträgt: $R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$;

p : Druck in Pa ($1 \text{ Pa} = 1 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$); V : Volumen in m^3 ; n : Stoffmenge in mol; T : Temperatur in K.

Für eine Abschätzung der Volumenarbeit ist es häufig hilfreich, die Stoffmengenänderung Δn gasförmiger Stoffe auf der Produktseite und der Eduktseite zu bestimmen. Anschließend kann die Volumenarbeit folgendermaßen berechnet werden:

$$\Delta W_{\text{Vol}} = -p \cdot \Delta V = -p \cdot \frac{\Delta n \cdot R \cdot T}{p} = -\Delta n \cdot R \cdot T$$

4. Die Zustandsgröße Enthalpie H

Neben der inneren Energie gibt es in der naturwissenschaftlichen Praxis eine noch wichtigere Größe, die Enthalpie H . Weshalb wird nun aber eine zweite Größe benötigt? Um das zu erklären führen wir noch mal die Formel für die innere Energie mit der Volumenarbeit zusammen. Es gilt:

$$\Delta U = \Delta Q - p \cdot \Delta V$$

Elektrochemie – Abiturtraining 2

Methodisch-didaktische Hinweise

Dieses Material ist das zweite einer Reihe von Übungsaufgaben, die eine gezielte Vorbereitung auf das Abitur ermöglichen sollen. Ziel dieses zweiten Materials ist es, den Schülerinnen und Schülern nach einer kurzen theoretischen Einleitung in das Themenfeld „Elektrochemie“ Aufgaben unterschiedlicher Schwierigkeitsgrade und Kompetenzbereiche im Sinne einer Aufgabenpools anzubieten. Diese Aufgabensammlung kann sowohl von der Lehrperson als diagnostisches Instrument eingesetzt werden, um Informationen über den Wissensstand einer Lerngruppe zu erheben, als auch den Schülerinnen und Schülern als bewertungsfreien Lernraum zum selbstständigen Auffrischen, Anwenden und Vertiefen von Unterrichtsinhalten zur Verfügung gestellt werden. Im Sinne der Differenzierung werden die Aufgaben in drei verschiedene Niveaus eingeteilt, sodass sich der/die leistungsstärkere Schüler/in schwerpunktmäßig auf anspruchsvollere Aufgaben konzentrieren kann, während der Schüler/die Schülerin mit höherem Nachholbedarf mit einfacheren Aufgaben beginnen darf, um sich dann nach und nach an die komplexeren Aufgabenstellungen heranzuwagen. Ob eine Aufgabe von mir als leichter eingeschätzt wird, kann sowohl vom Anforderungsniveau (Reproduktion, Anwendung, Transfer) als auch vom Aufgabenformat (geschlossen, halb offen, offen) als auch natürlich von der Kombination dieser zwei Dimensionen abhängen. Die Aufgaben sprechen unterschiedliche Kompetenzen an, so werden neben Fachwissen auch Kommunikation, Erkenntnisgewinnung und Bewertung berücksichtigt.

Erklärung zu Differenzierungssymbolen

 Finden Sie dieses Symbol in den Lehrerhinweisen, so findet Differenzierung statt. Es gibt drei Niveaustufen, wobei nicht jede Niveaustufe extra ausgewiesen wird.		
 grundlegendes Niveau	 mittleres Niveau	 erweitertes Niveau

1. Oxidationszahlen

Das Konzept der Oxidationszahlen benötigen Sie für **zwei** Dinge:

1. **Begründung, ob eine Redoxreaktion vorliegt:** Nur wenn sich Oxidationszahlen bei den Reaktionsteilnehmern ändern, liegt eine Redoxreaktion vor.
2. **Aufstellen der Reaktionsgleichungen von Redoxreaktionen:** Über die Veränderung der Oxidationszahlen kann die Anzahl abgegebener/aufgenommener Elektronen bei einer Oxidation/Reduktion identifiziert werden.

Ein paar einfache Regeln für das Aufstellen von Oxidationszahlen finden Sie hier:

1. **Elemente** haben die Oxidationszahl ± 0 .
2. Die **Atome** in einem Molekül, das nur aus **einem Element** besteht, wie beispielsweise O_2 , haben ebenfalls die Oxidationszahl ± 0 .
3. Bei **einatomigen Ionen** entspricht die Oxidationszahl der Ladung des Ions.
4. Bei **mehratomigen Verbindungen**, sowohl ionischen als auch kovalenten Verbindungen, entspricht die Summe der Oxidationszahlen aller darin vorkommenden Atome der Ladung der Verbindung. Ist die Verbindung bspw. elektrisch neutral, müssen die Oxidationszahlen in der Summe null ergeben.

Bei manchen Verbindungen, wie z. B. zusammengesetzten Säurerest-Ionen, ist die Ermittlung der Oxidationszahlen leichter, wenn man das **Ausschlussprinzip** nutzt. Grundlage dafür ist, dass manche Elemente in fast allen Verbindungen dieselbe Oxidationszahl haben:

Wasserstoff: + I (Ausnahme: Metallhydride)

Sauerstoff: - II (Ausnahmen: Wasserstoffperoxid (H_2O_2) und in Verbindungen mit Fluor)

Stickstoff: - III (Ausnahmen: wenige, z. B. im Hydrazin N_2H_4 oder in Stickoxiden)

Alkalimetalle (1. Hauptgruppe): + I

Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe): + II

Halogene (7. Hauptgruppe): - I

Natürlich gibt es auch in Bezug auf Alkalimetalle, Erdalkalimetalle und Halogene Ausnahmen, die im schulischen Kontext, wenn überhaupt, nur äußerst selten relevant sind.

Abiturtraining 3: Chemische Gleichgewichtsreaktionen

Methodisch-didaktische Hinweise

Dieses Material ist das dritte einer Reihe von Übungsaufgaben, die eine gezielte Vorbereitung auf das Abitur ermöglichen sollen. Ziel dieses dritten Material ist es, den Schülerinnen und Schülern nach einer kurzen theoretischen Einleitung in das Themenfeld „Chemische Gleichgewichte“ Aufgaben unterschiedlicher Schwierigkeitsgrade und Kompetenzbereiche im Sinne eines Aufgabenpools anzubieten. Diese Aufgabensammlung ist sowohl von der Lehrperson als diagnostisches Instrument eingesetzt werden, um Informationen über den Wissensstand einer Lerngruppe zu erheben, als auch den Schülerinnen und Schülern als bewertungsfreien Lernraum zum selbstständigen Aufsuchen, Anwenden und Vertiefen von Unterrichtsinhalten zur Verfügung gestellt werden. Im Sinne der Differenzierung werden die Aufgaben in drei verschiedene Niveaus eingeteilt, sodass sich der/die leistungsstärkere Schüler/in schwerpunktmäßig auf anspruchsvollere Aufgaben konzentrieren kann, während der Schüler/die Schülerin mit höherem Nachholbedarf mit einfacheren Aufgaben beginnen darf, um sich dann nach und nach an die komplexeren Aufgabenstellungen heranzuwagen. Ob eine Aufgabe als leichter eingeschätzt wird, kann sowohl vom Anforderungsniveau (Reproduktion, Anwendung, Transfer) als auch vom Aufgabenformat (geschlossen, halb offen, offen) als auch von der Kombination dieser zwei Dimensionen abhängen. Die Aufgaben sprechen unterschiedliche Kompetenzen an, so werden neben Fachwissen auch Kommunikation, Erkenntnisgewinnung und Bewertung berücksichtigt.

In diesem dritten Beitrag geht es inhaltlich um: Merkmale chemischer Gleichgewichtsreaktionen, die Beschreibung von Gleichgewichtsreaktionen mithilfe der Gleichgewichtskonstanten, die Berechnung von Gleichgewichtskonstanten oder von Konzentrationen mithilfe des Massenwirkungsgesetzes, das Prinzip von LE CHÂTELIER zur Voraussage der Beeinflussung einer chemischen Gleichgewichtsreaktion durch äußere Faktoren, Löslichkeitsgleichgewichte, die Abwägung von Reaktionsbedingungen aus thermodynamischer und kinetischer Sicht sowie den Zusammenhang zwischen der freien Reaktionsenthalpie und der Gleichgewichtskonstanten.

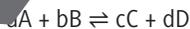
1. Merkmale eines chemischen Gleichgewichts

Im Chemieunterricht der Sekundarstufe I wurde nur zwischen der Möglichkeit unterschieden, ob eine **Reaktion** ablaufen kann oder nicht. Dabei wurde davon ausgegangen, dass eine Reaktion **vollständig** abläuft, wenn sie möglich ist. In der Realität gibt es eine Vielzahl chemischer Reaktionen, die **unvollständig** ablaufen und sich in einem sogenannten **Gleichgewicht** befinden. Diese chemischen **Gleichgewichtsreaktionen** besitzen besondere **Merkmale**, die im Folgenden aufgelistet sind.

- I. Im Gegensatz zu einem statischen Gleichgewicht, wie beispielsweise bei einer Balkenwaage, handelt es sich bei Gleichgewichtsreaktionen um **dynamische Gleichgewichte**. Das bedeutet, dass die Hin- und die Rückreaktion kontinuierlich ablaufen.
- II. Wenn sich das Gleichgewicht eingestellt hat, dann sind die **Konzentrationen** der Reaktionsteilnehmer im Gleichgewicht **konstant**.
- III. Die **Reaktionsgeschwindigkeiten** der Hin- und der Rückreaktion sind im Gleichgewicht ebenfalls **konstant** und außerdem gleich groß.
- IV. Die resultierende **Reaktionsgeschwindigkeit**, also die Differenz der Reaktionsgeschwindigkeiten der Hin- und der Rückreaktion, ist dementsprechend **null**.

2. Das Massenwirkungsgesetz und die Gleichgewichtskonstante K

Die norwegischen Chemiker Gato Maximilian Ostberg und Peter Waage haben Mitte des 19. Jahrhunderts das sogenannte Massenwirkungsgesetz experimentell ermittelt und publiziert. Dieses beschreibt den Zusammenhang zwischen der **Gleichgewichtskonstanten K** und den **Konzentrationen** der **Reaktionsteilnehmer** (also **Edukte** und **Produkte**). Für eine allgemeine chemische Reaktion der Form



gilt:

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Die **eckigen Klammern** stellen die Konzentrationen (z. B. $[A] = c_A$) dar. Im **Zähler** wird also das Produkt der Konzentrationen der **Reaktionsprodukte** notiert. Im **Nenner** befindet sich das Produkt der Konzentrationen der **Edukte**. Die stöchiometrischen Koeffizienten werden als Exponenten berücksichtigt. Aus der Formel heraus kann nun auch abgeleitet

Abiturtraining 4: Säure-Base-Chemie

Methodisch-didaktische Hinweise

Dieses Material ist das vierte einer Reihe von Übungsaufgaben, die eine gezielte Vorbereitung auf das Abitur ermöglichen sollen. Ziel dieses vierten Materials ist es, den Schülerinnen und Schülern nach einer kurzen theoretischen Einleitung in das Themenfeld „Säure-Base-Chemie“ Aufgaben unterschiedlicher Schwierigkeitsgrade und Kompetenzbereiche im Sinne eines Aufgabenpools anzubieten. Diese Aufgabensammlung kann sowohl von der Lehrperson als diagnostisches Instrument eingesetzt werden, um Informationen über den Wissensstand einer Lerngruppe zu erheben, als auch den Schülerinnen und Schülern als bewertungsfreien Lernraum zum selbstständigen Auffrischen, Anwenden und Vertiefen von Unterrichtsinhalten zur Verfügung gestellt werden. Im Sinne der Differenzierung werden die Aufgaben in drei verschiedene Niveaus eingeteilt, sodass sich der/die leistungsstärkere Schüler/innenwerpunktmäßig auf anspruchsvollere Aufgaben konzentrieren kann, während der Schüler/die Schülerin mit höherem Nachholbedarf mit einfacheren Aufgaben beginnen darf, um sich dann nach und nach an die komplexeren Aufgabenstellungen heranzuwagen. Ob eine Aufgabe als leichter eingeschätzt wird, kann sowohl vom Anforderungsniveau (Reproduktion, Anwendung, Transfer) als auch vom Aufgabenformat (geschlossen, halb offen, offen) als auch natürlich von der Kombination dieser zwei Dimensionen abhängen. Die Aufgaben sprechen unterschiedliche Kompetenzen an, es werden neben Fachwissen auch Kommunikation, Erkenntnisgewinnung und Bewertung berücksichtigt.

In diesem vierten Beitrag geht es inhaltlich um: die Säure-Base-Theorien von Arrhenius, Brønsted und Lewis, die Definition sowie Berechnung wesentlicher Kenngrößen der Säure-Base-Chemie wie des pH-Werts, des pOH-Werts, K_s - und K_b - bzw. pK_s - und pK_b -Werte, den Zusammenhang zwischen der Säure- bzw. Basenstärke mit der Molekülstruktur, Puffersysteme, die Vergleichung und das experimentelle Durchführen und Auswerten von Säure-Base-Titrationen.

3. Relevante Formeln zur Berechnung von pH-Werten

Für **starke** Säuren gilt:

$$\text{pH} = -\lg\left(\frac{[\text{HA}]_0}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}\right)$$

Für **schwache** Säuren gilt:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_s - \lg \frac{[\text{HA}]_0}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}})$$

Für **Pufferlösung** gilt die Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

$$\text{pH} = \text{p}K_s (\text{HA} / \text{A}^-) + \lg \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

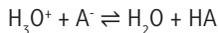
Für die Berechnung des pH-Werts von Salzen aus der **Neutralisation** von schwachen Säuren und starken Basen:

$$\text{pH} = \text{p}K_w - \frac{1}{2} (\text{p}K_s - \lg \frac{[\text{HA}]_0}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}})$$

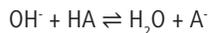
4. Puffersysteme

Pufferlösungen bestehen aus einer schwachen **Säure** oder **Base** und dem korrespondierenden **Salz** dieser schwachen Säure bzw. Base. Dadurch, dass zugegebene **Oxonium-** bzw. **Hydroxid-Ionen** direkt mit den **Bestandteilen** des Puffers **reagieren** können, ändert sich der pH-Wert der Pufferlösung **geringfügig** – die zugegebene Säure oder Base wird also „abgepuffert“. Für einen allgemeinen Puffer der Form HA/A⁻ gilt:

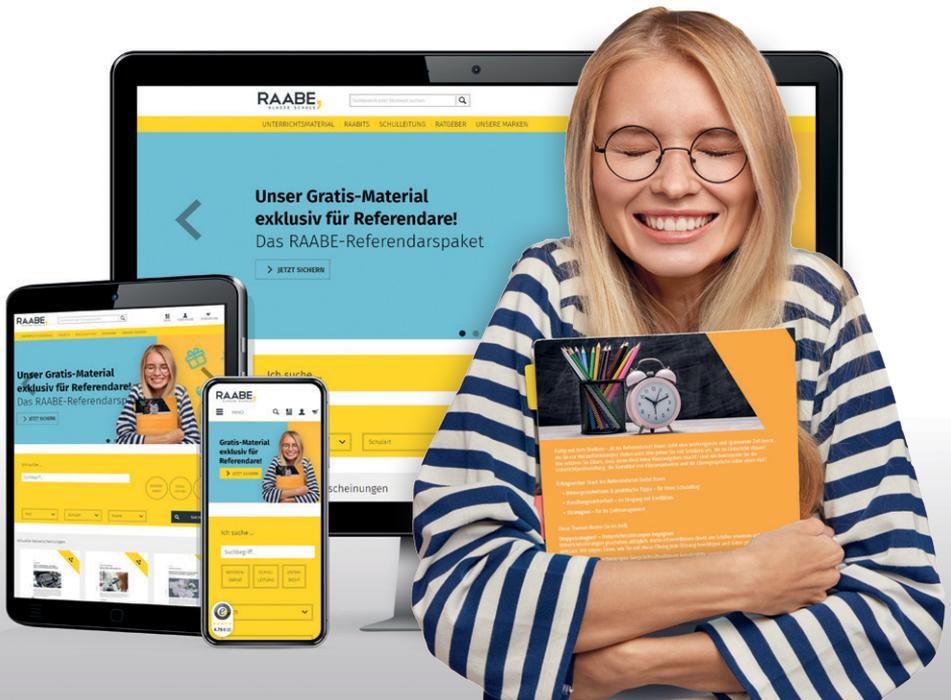
- a) wenn **Oxonium-Ionen** in die Pufferlösung gegeben werden, können die Säurerest-Ionen mit ihnen reagieren:



- b) wenn **Hydroxid-Ionen** in die Pufferlösung gegeben werden, können die Säuremoleküle mit ihnen reagieren:



Sie wollen mehr für Ihr Fach? Bekommen Sie: Ganz einfach zum Download im RAABE Webshop.



Über 5.000 Unterrichtseinheiten
sofort zum Download verfügbar



Webinare und Videos
für Ihre fachliche und
persönliche Weiterbildung



Attraktive Vergünstigungen
für Referendar:innen mit
bis zu 15% Rabatt



Käuferschutz
mit Trusted Shops



Jetzt entdecken:
www.raabe.de