

Abiturtraining 3: Chemische Gleichgewichtsreaktionen

Ein Beitrag von Dennis Dietz



© Lebazele/E+/Getty Images Plus

Dieser dritte Beitrag der Reihe „Abiturtraining“ nimmt das bedeutsame Thema der chemischen Gleichgewichtsreaktionen in den Blick. Auf drei unterschiedlichen Niveaustufen können die Schülerinnen und Schüler wesentliche Inhalte dieses Themenfelds wiederholen und vertiefen. Dazu gehören die Merkmale einer chemischen Gleichgewichtsreaktion, das Anwenden des Massenwirkungsgesetzes, das Berechnen von Gleichgewichtskonstanten, das Nutzen des Prinzips von LE CHÂTELIER zur Beschreibung der Beeinflussung der Lage chemischer Gleichgewichtsreaktionen, das Rechnen mit Löslichkeitsprodukten sowie die Auseinandersetzung mit dem Zusammenhang zwischen der Gleichgewichtskonstanten und der freien Reaktionsenthalpie. Bei der Konzeption der differenzierten Aufgaben wurden alle vier Kompetenzbereiche berücksichtigt, um ein möglichst effektives Training für das Abitur zu gewährleisten.

M 1 Einleitung für die Schülerinnen und Schüler

Liebe Schülerin, lieber Schüler, in den folgenden Aufgaben geht es um zentrale Inhalte und Kompetenzen, die Sie im Themenfeld **Chemische Gleichgewichtsreaktionen** erlernt haben. Ein sicheres Beherrschen dieser Grundlagen wird Ihnen die Bearbeitung von Aufgaben zu Gleichgewichtsreaktionen im Abitur erleichtern:

Nutzen Sie dieses Angebot, um Ihr Chemiewissen aufzufrischen, anzuwenden oder zu vertiefen!

Je nachdem, wie fest Ihr Wissen bezüglich dieses Themenfeldes ist, können Sie sich auf anspruchsvollere Aufgaben (**M 3, M 4**) konzentrieren oder mit einfacheren Aufgabenstellungen (**M 2, M 3**) beginnen.

Worum geht es in dieser Aufgabensammlung?

Folgende Inhalte und Kompetenzen stehen im Mittelpunkt dieser Grundlagenwiederholung:

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 Vorhersage 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.

Eine ausführliche Behandlung der Theorie würde diesen Rahmen sprengen, dafür empfehle ich Ihnen, falls notwendig, eine selbstständige Wiederholung mit einem Lehrbuch oder anhand von Internetressourcen. Dennoch möchte ich Ihnen mit einer kurzen theoretischen Einleitung dabei helfen, Ihr Wissen aus diesem Themenfeld als Vorbereitung auf den praktischen Aufgabenteil zu reaktivieren.

Für diese Einflussfaktoren soll im Folgenden das Prinzip von LE CHÂTELIER demonstriert werden. Wenn die Hinreaktion einer chemischen Gleichgewichtsreaktion **endotherm** oder **exotherm** ist, dann hat eine Temperaturänderung folgenden Einfluss:

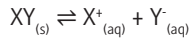
Einflussfaktor	Energetik der Reaktion	Zunahme der Konzentration der ...
Temperaturerhöhung ($\Delta T > 0$)	endotherm ($\Delta H > 0$)	Produkte
	exotherm ($\Delta H < 0$)	Edukte
Temperaturerniedrigung ($\Delta T < 0$)	endotherm ($\Delta H > 0$)	Edukte
	exotherm ($\Delta H < 0$)	Produkte

Betrachten wir eine exotherme Hinreaktion einer Gleichgewichtsreaktion: Wenn diese **exotherm** ist, dann bedeutet das, dass die **Rückreaktion** nach dem **Satz von Hess** endotherm ist. Eine exotherme Hinreaktion kann nach dem Prinzip von LE CHÂTELIER dadurch unterstützt werden, dass die **Umgebungstemperatur** gesenkt wird. Dadurch kann das chemische System die **Wärmeenergie** leichter an die Umgebung abgeben. Im Gegensatz dazu wird die endotherme Rückreaktion erschwert, da weniger Wärmeenergie zur Aufnahme verfügbar ist.

Wenn bei einer chemischen Gleichgewichtsreaktion gasförmige Edukte und/oder **gasförmige** Produkte auftreten, dann ist dieses Gleichgewicht auch durch die Änderung des Drucks beeinflussbar. Dazu ist es wichtig, sich daran zu erinnern, dass gasförmige Stoffe ein erheblich höheres molares Volumen einnehmen als feste oder flüssige Stoffe. Nehmen wir beispielsweise Wasser: Ein Mol Wasser nimmt ein Volumen von 18 ml, also 0,018 l ein. Ein Mol eines idealen Gases – dazu erinnern wir uns an das **ideale Gasgesetz** aus der **Thermodynamik** – nimmt dagegen unter Standardbedingungen ($T = 298 \text{ K}$, $p = 1 \text{ bar}$) ein molares Volumen von **24 l** ein. Um das Prinzip von LE CHÂTELIER nun anwenden zu können, muss beachtet werden, ob auf der Edukt- bzw. Produktseite eine unterschiedliche **Stoffmenge** an gasförmigen Stoffen vorliegt. Das kann an den **stöchiometrischen Koeffizienten** aus der Reaktionsgleichung abgelesen werden. In der folgenden Tabelle ist der Einfluss des **Drucks** zusammengefasst:

4. Das Löslichkeitsprodukt

Auch das **Lösen** eines Stoffes in Wasser stellt eine **Gleichgewichtsreaktion** dar. Man spricht in diesem Fall von **Löslichkeitsgleichgewichten**. Betrachten wir zunächst die Reaktionsgleichung für das Lösen eines Salzes der Form XY. Dann gilt:



Wendet man nun das **Massenwirkungsgesetz** an, so gilt:

$$K = \frac{[X^+_{(aq)}] \cdot [Y^-_{(aq)}]}{[XY_{(s)}]}$$

Da die Konzentration des ungelösten Bodensalzes $[XY_{(s)}]$ als konstanter Wert angesehen werden kann, kann diese zur Gleichgewichtskonstanten hinzu multipliziert werden. Daraus ergibt sich die **Löslichkeitskonstante** K_L :

$$K \cdot [XY_{(s)}] = [X^+_{(aq)}] \cdot [Y^-_{(aq)}]$$

Aus dieser Formel ist leicht ersichtlich, dass die Löslichkeit eines Salzes umso größer ist, je größer der K_L -Wert ist. Je nach Ionenzusammensetzung des Salzes besitzt das **Löslichkeitsprodukt** eine andere Einheit. Liegen **Kation** und **Anion** im Salz im Verhältnis 1:1

vor (wie z. B. im Natriumchlorid), dann hat das Löslichkeitsprodukt die Einheit $\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}$. Ist

das Verhältnis dagegen 1:2 (wie z. B. im Natriumsulfat), dann beträgt die Einheit $\frac{\text{mol}^3}{\text{l}^3}$. Weitere Beispiele zur Vertiefung befinden sich in den Übungsaufgaben.



M 2

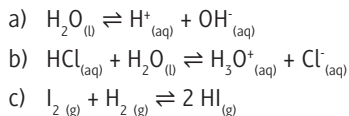
Aufgaben

- Nennen** Sie charakteristische Merkmale einer chemischen Gleichgewichtsreaktion.
- Erläutern** Sie den Zusammenhang zwischen dem Wert der Gleichgewichtskonstanten K und der Lage des Gleichgewichts in einer chemischen Reaktion.



Hinweis: Unterscheiden Sie dazu die Fälle $K \ll 1$, $K < 1$, $K = 1$, $K > 1$ und $K \gg 1$.

- Formulieren** Sie das Massenwirkungsgesetz für folgende Reaktionen:



- Berechnen** Sie die Gleichgewichtskonstante K für die Reaktion



wenn im Gleichgewicht bei einer Temperatur von 440°C folgende Konzentrationen der Reaktionsteilnehmer vorliegen:

$c(\text{H}_2)$ in $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$	$c(\text{I}_2)$ in $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$	$c(\text{HI})$ in $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$
0,109	0,019	0,324

- Erstellen** Sie ein Konzentrations-Zeit-Diagramm mithilfe der Messwerte für die folgende Reaktion:

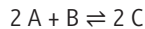


t in s	0	30	60	90	120	150	180
c_A [mol/l]	2,0	1,5	1,2	1,0	0,8	0,8	0,8
c_B [mol/l]	0	0,5	0,8	1,0	1,2	1,2	1,2

Erklären Sie, worin man am Konzentrations-Zeit-Diagramm erkennt, dass es sich um eine chemische Gleichgewichtsreaktion handelt.

- Nennen** Sie das Prinzip von LE CHÂTELIER und beschreiben Sie allgemeine Möglichkeiten, um die Gleichgewichtskonstante einer chemischen Reaktion zu beeinflussen.

5. **Skizzieren** Sie den Verlauf einer allgemeinen chemischen Reaktion der Form $A \rightleftharpoons B$ in einem Konzentrations-Zeit-Diagramm. Gehen Sie dabei davon aus, dass zu Beginn der Reaktion nur der Reaktionsteilnehmer A vorliegt, und verdeutlichen Sie in Ihrem Diagramm, in welchem Bereich das chemische Gleichgewicht erreicht wurde.
6. Es ist folgende allgemeine Reaktionsgleichung gegeben:

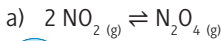


Die Gleichgewichtskonstante wird für verschiedene Drücke gemessen:

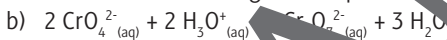
p in bar	1	2	3
K	10	20	50

Diskutieren Sie, ob die Stoffe A, B und C (unter den genannten Bedingungen) gasförmig vorliegen.

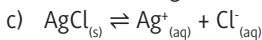
7. **Erläutern** Sie unter Zuhilfenahme des Prinzips von LE CHÂTELIER die Beeinflussung der folgenden chemischen Gleichgewichtsreaktionen durch die genannten Faktoren:



Hinweis: Edukt ist braun, Produkt ist farblos, $\Delta_r H = -57 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$; Beeinflussung durch die Erhöhung der Temperatur



Beeinflussung durch die Zugabe von Natronlauge



Beeinflussung durch die Zugabe von 1 M Natriumchloridlösung

8. Das Löslichkeitsprodukt von Calciumhydroxid beträgt $K_L = 5,5 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}^3}{\text{l}^3}$. **Berechnen**

Sie die Stoffmengenkonzentration $c(\text{Ca}^{2+})$ einer gesättigten Lösung von Calciumhydroxid in Wasser.

9. Beim Haber-Bosch-Verfahren wird bei einem hohen Druck zwischen 150 und 300 bar und einer hohen Temperatur zwischen 400 und 500 °C Ammoniak in einer exothermen Reaktion hergestellt. **Formulieren** Sie die Reaktionsgleichung und **erläutern** Sie, weshalb die gewählte Temperatur nach dem Prinzip von LE CHÂTELIER nicht zu erwarten ist und dennoch benötigt wird.

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



- ✓ **Über 4.000 Unterrichtseinheiten** sofort zum Download verfügbar
- ✓ **Sichere Zahlung** per Rechnung, PayPal & Kreditkarte
- ✓ **Exklusive Vorteile für Grundwerks-Abonent*innen**
 - 20% Rabatt auf Unterrichtsmaterial für Ihr bereits abonniertes Fach
 - 10% Rabatt auf weitere Grundwerke

Jetzt entdecken:
www.raabe.de