

**Gruppenunterricht zum Thema:****Anwendungen des chemischen Gleichgewichtes**

<b>Fach:</b>	Chemie
<b>Schultyp:</b>	Gymnasium alle Typen
<b>Schulstufe:</b>	1-2 Jahre vor Matura
<b>Vorkenntnisse:</b>	Reversible Reaktionen Gleichgewicht Massenwirkungsgesetz
<b>Bearbeitungsdauer:</b>	2 Doppellektionen
<b>Autoren:</b>	Bernadette Stypinski, Miklos Szvircsev
<b>Betreuer:</b>	Hans Ueli Ehrensperger
<b>Fassung vom:</b>	März 1997
<b>Schulerprobung:</b>	an der Kantonsschule Frauenfeld

## Einführung

Viele chemische Reaktionen verlaufen nicht vollständig in einer Richtung. Sie können ebenfalls in die umgekehrte Richtung verlaufen. Solche umkehrbaren Reaktionen nennt man reversible Reaktionen. Sie führen in abgeschlossenen Systemen zu einem Gleichgewicht zwischen allen beteiligten Stoffen. Chemische Gleichgewichte spielen in der Natur und in der chemischen Technik eine zentrale Rolle. Technische Verfahren spielen sich unter Gleichgewichtsbedingungen ab.

Das Verständnis dieser Erscheinung ist eine wichtige Voraussetzung für das Verstehen vieler chemischer Prozesse.

Die Lage des Gleichgewichtes kann von verschiedenen Reaktionsbedingungen beeinflusst werden. Sie lernen, wie und warum die Lage des Gleichgewichtes verändert wird. Sie können erklären, auf welche Weise Sie in technischen Prozessen mehr von einem gewünschten Produkt erhalten.

Das Kapitel "*Anwendungen des chemischen Gleichgewichtes*" ist in vier Themen aufgeteilt. Sie behandeln diese Themen mit der Puzzle-Technik: Jedes Thema wird von einer Gruppe behandelt. Diese befasst sich mit dem Thema und bereitet es so auf, dass sie ihre Mitschüler danach unterrichten kann.

### Unsere Themen:

#### **Gruppe 1: Die Konzentration beeinflusst das chemische Gleichgewicht**

Die Lage eines chemischen Gleichgewichtes kann durch die Änderung der Konzentration der Reaktionspartner gestört werden.

Nach der Behandlung dieses Themas können Sie voraussagen, in welche Richtung das Gleichgewicht verschoben wird.

#### **Gruppe 2: Unter Druck bewegt sich einiges**

Sie lernen Reaktionen kennen, bei denen Gase vorkommen. Durch Druckänderung lassen sich solche chemischen Gleichgewichte verschieben. Sie werden entscheiden können, welche Seite des Gleichgewichtes durch Druckänderung bevorzugt wird.

**Gruppe 3: Die Temperatur beeinflusst das chemische Gleichgewicht**

Der Titel verrät Ihnen schon den Inhalt dieses Themas. Sie lernen, welche Seite des chemischen Gleichgewichtes durch Temperaturerhöhung oder Temperaturniedrigung bevorzugt wird. Sie verstehen, dass die Gleichgewichtskonstante temperaturabhängig ist.

**Gruppe 4: Ammoniakherstellung: Eine bedeutsame Synthese**

Ammoniak ist eine für die Wirtschaft bedeutende Grundchemikalie. Die Ammoniakherstellung ist eine der wichtigsten Synthesen der Chemie. Für die Herstellungsmethode von Ammoniak wurde der Nobelpreis vergeben. Sie lernen die Ammoniaksynthese kennen. Sie wissen, wofür Ammoniak verwendet wird.

## Inhaltsverzeichnis

Titelseite	01
Einführung	03
Inhaltsverzeichnis	05
Arbeitsanleitung	06
Material für die Gruppen mit Übersicht, Studienmaterial und Lernkontrolle:	
1. Die Konzentration beeinflusst das chemische Gleichgewicht	07
2. Unter Druck bewegt sich einiges	18
3. Die Temperatur beeinflusst das chemische Gleichgewicht	27
4. Ammoniakherstellung: Eine bedeutsame Synthese	35
Minididaktik	46
Anhang 1: Test/Lehrer-Lernkontrolle Lehrertest Puzzle-Teil 1-4: Serie A und B mit Lösungen	48
Anhang 2: Verwendete Quellen für die Schüler	55
Anhang 3: Zusatzmaterial für die Schüler, das die Lehrperson vorher bereitlegt	56
Anhang 4: Von den Autoren benutzte Quellen	57

## Arbeitsanleitung

Das ganze Thema "Anwendungen des chemischen Gleichgewichtes" behandeln Sie mit der Puzzle-Technik. Dies ist eine Form von Gruppenunterricht. Für die Behandlung dieses Themas haben Sie zwei Doppellektionen Zeit. Das ganze Thema ist in vier Teilgebiete gegliedert. Diese entnehmen Sie der Einführung. Die Klasse wird in Gruppen mit mindestens vier Schülern aufgeteilt. Jeder Schüler bekommt eines der vier Gebiete. Wenn es möglich ist, könnt Ihr das Thema selber wählen. Bei Gruppen mit mehr als vier Schülern gibt es Doppelbesetzungen der Gebiete.

**1. Wissenserwerb:** Jeder in der Gruppe bearbeitet sein Thema individuell. In den Unterlagen zu den jeweiligen Themen ist das Vorgehen beschrieben. Sie erhalten Lehrtexte, Anleitungen zu Experimenten und Aufgaben, um sich selbst zu kontrollieren. Sie ergänzen allfällige Lücken. Nun sind Sie Experten.

**2. Expertenrunde:** Alle Experten des gleichen Themas treffen sich. Sie diskutieren über den Stoff, den sie zuvor gelernt haben. Sie beantworten sich gegenseitig allfällige Fragen. Nun bereiten sie miteinander den Stoff vor. Sie besprechen, wie sie ihr Wissen den anderen Klassenkameraden weitergeben können. Anregungen und Hilfsmittel für das Vermitteln des Stoffes finden Sie in Ihren Unterlagen und im Kapitel "Minididaktik".

*Zeitbedarf für Punkt 1 und 2 : Eine Doppellektion*

**3. Unterrichtsrunde:** Alle Experten trennen sich wieder. Sie gehen wieder in die ursprünglichen Gruppen zurück. Hier unterrichtet jeder Experte in seinem Thema die anderen Mitschüler in seiner Gruppe. Experte des Themas Nr.1 beginnt. Dann folgen die anderen der Reihe nach.

*Zeitbedarf: Eine Doppellektion (ca. 15-20 Min. pro Thema)*

Gruppe 1

Die Konzentration beeinflusst das chemische Gleichgewicht

## Uebersicht

Die Reaktionsteilnehmer einer chemischen Reaktion im Gleichgewicht liegen in einem gleichbleibenden Konzentrationsverhältnis nebeneinander vor. Die Lage solch eines Gleichgewichtes kann durch die Änderung der Konzentration der Reaktionspartner gestört werden.

In diesem Kapitel lesen Sie, wie Konzentrationsänderungen der Reaktionspartner das chemische Gleichgewicht beeinflussen.

## Vorgehen

### Wissenserwerb

Studieren Sie den für dieses Thema bereitgestellten Text. Lesen Sie ihn genau durch. Danach führen Sie die Experimente zu diesem Thema durch. Eine Anleitung dazu finden Sie ebenfalls in Ihrem Studienmaterial. Die theoretischen Grundlagen zu den Versuchen sind dort aufgezeichnet.

Nach den Versuchen lesen Sie den Text noch einmal durch. Wenn vorher noch Unklarheiten bestanden sind, können Sie diese jetzt bereinigen.

Sind Sie nun bereit für die Lernkontrolle? Lösen Sie die Aufgaben zu diesem Thema.

Anhand der Lösungen und des Textes können Sie mögliche fachliche Lücken ausfüllen.

## Expertenrunde

Sie besprechen mit den anderen Experten dieses Thema.

Sie fragen sich:

Wie kann ich mein Wissen den Schulkameraden am besten weitergeben?

Habe ich alles verstanden?

Welche Fakten sollen die Mitschüler kennen ?

Habe ich die Lernziele immer vor Augen?

Soll ich ein Arbeitsblatt ausarbeiten?

Wie zeige ich das Experiment?

Dies sind einige Fragen, die zu beantworten sind. In der Expertenrunde haben Sie die Zeit, die Wissensvermittlung an die Mitschüler genau zu planen. Das Kapitel "*Minididaktik*" enthält dazu noch einige Ratschläge.

## Unterrichtsrunde

Hier unterrichten Sie die Mitschüler in Ihrem Thema.

Dafür haben Sie sich in der Expertenrunde vorbereitet. In der Unterrichtsrunde werden aber auch Sie von den Mitschülern unterrichtet. Hier erfahren Sie etwas über die anderen drei Themen.

## Studienmaterial

*Text: "Die Konzentration beeinflusst das chemische Gleichgewicht"*

*Text: "Experiment zum Thema 1"*

## Lernziele für die ganze Klasse

Die Schülerinnen und Schüler wissen, dass durch die Konzentrationsänderung der Reaktionspartner das chemische Gleichgewicht verschoben wird.

Die Schülerinnen und Schüler können voraussagen, in welche Richtung das Gleichgewicht durch Zugabe der Reaktionspartner verschoben wird.

## Studienmaterial für Gruppe 1

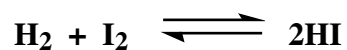
### Die Konzentration beeinflusst das chemische Gleichgewicht

Sehr viele chemische Reaktionen verlaufen umkehrbar. Diese umkehrbaren Vorgänge führen in einem abgeschlossenen System zu einem Gleichgewicht. In diesem Gleichgewichtszustand liegen alle Reaktionsteilnehmer in konstanten Konzentrationen vor.

Das Verhältnis der Konzentrationen aller Reaktionsteilnehmer im Gleichgewicht kann durch das Massenwirkungsgesetz (MWG) beschrieben werden.

*Ein Beispiel:*

Für die Reaktion



erhält man das Massenwirkungsgesetz:



$$\frac{c(\text{HI})^2}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)} = K$$

K wird die Gleichgewichtskonstante genannt.

K ist für eine gegebene Reaktion bei unveränderter Temperatur konstant.

Durch eine Änderung der Konzentration der Reaktionsteilnehmer wird der Gleichgewichtszustand gestört. Wir wissen aber: Die Gleichgewichtskonstante K muss unverändert bleiben. Was geschieht jetzt? Die Reaktionsteilnehmer reagieren miteinander, bis das Verhältnis ihrer Konzentrationen wieder dem Wert von K entspricht.

Diese Tatsache wird auch im Prinzip von Le Châtelier (1884) zum Ausdruck gebracht:

Sinngemäß zitiert:

*"Wenn Stoffaustausch, Austausch thermischer Energie oder Volumenänderung eine jeweils zugehörige Konzentrations-, Temperatur- oder Druckänderung in einem im Gleichgewicht befindlichen System hervorrufen, so werden diese Änderungen durch die Neueinstellung des Gleichgewichts partiell rückgängig gemacht."*

(Arnold Paeske 1992, 450)

Die Lage des Gleichgewichtes kann durch die Änderung der Konzentration verschoben werden. Das Massenwirkungsgesetz schreibt vor, dass diese Veränderung so lange geschieht, bis der Wert der Gleichgewichtskonstante K wieder erreicht ist.

*Fall 1:*

Wir erhöhen die Konzentration von  $\text{H}_2$  oder  $\text{I}_2$ . Die Gleichgewichtsbedingung ist jetzt nicht mehr erfüllt. Das heisst: Der Quotient des Massenwirkungsgesetzes ist kleiner als K. Die Edukte müssen jetzt verstärkt zum Produkt HI reagieren. Das Gleichgewicht wird nach rechts verschoben.

**Durch Erhöhung der Konzentration eines Ausgangsstoffes lässt sich das Gleichgewicht zugunsten der Endstoffe verschieben.**

*Fall 2:*

Wir entfernen HI aus dem Reaktionssystem. Aus HI entstehen jetzt weniger  $H_2$  und  $I_2$ .  
Oder: Nun wird aus  $H_2$  und  $I_2$  wieder HI nachgebildet. Das Verhältnis der Konzentrationen der Reaktionspartner wird wieder den Wert der Gleichgewichtskonstante einnehmen.

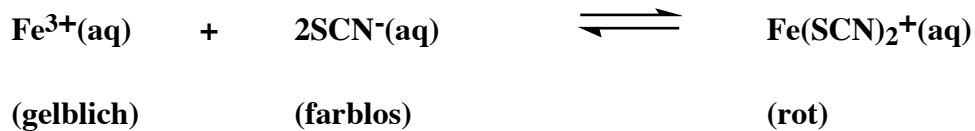
**Entziehen eines Produktes verschiebt das Gleichgewicht ebenfalls zugunsten der Produkte.**

(Nach: Botsch, Höfling, Mauch 1986, 16-18, 21 und Hans Rudolf Christen 1977, 102-105)

Gehen Sie nun ins Praktikum bzw. zu den Wandarbeitstischen und führen Sie das folgende Experiment durch !

## Experiment zum Thema 1

Der Einfluss der Änderung der Konzentration auf ein Gleichgewichtssystem wird am Beispiel des Eisen- und Thiocyanat-Ions untersucht.



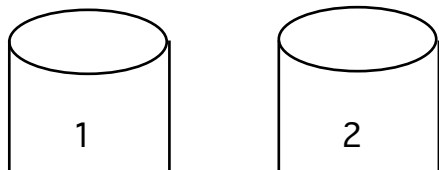
Nach einer gewissen Zeit liegt diese reversible Reaktion in einem abgeschlossenen System im Gleichgewicht.

### Versuch Nr. 1

Sicherheit: Tragen Sie eine Schutzbrille.

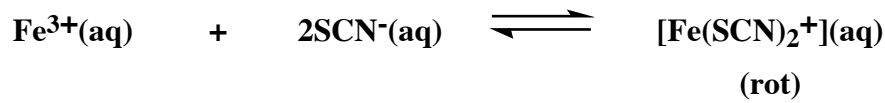
Vorsicht mit NaOH: Bei Kontakt mit den Augen und der Haut sofort mit viel Wasser gründlich spülen.

Es stehen zwei 100 ml Bechergläser und zwei 25 ml Messzylinder vor Ihnen.

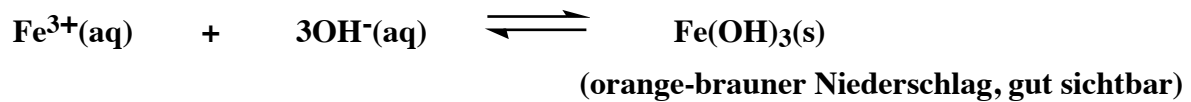


- Geben Sie ins Becherglas Nr.1 20 ml einer Natriumthiocyanat-Lösung ( $c(\text{NaSCN})=0.01\text{mol/l}$ ) und 20 ml einer Eisennitratlösung ( $c(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)=0.01\text{mol/l}$ ).
- Geben Sie ins Becherglas Nr.2 die gleichen Mengen der oben genannten Lösungen.
- Nun bringen Sie mit dem Spatel ins Becherglas Nr.2 etwa 4 bis 5 Plätzchen NaOH. Rühren Sie ganz sanft, bis sich in der Lösung etwas verändert.

Überlegen Sie kurz, was passiert ist, bevor Sie die Theorie lesen.

**Theorie zu Versuch Nr. 1**

Die rote Farbe ist sehr gut erkennbar. Durch Zugabe der NaOH-Plätzchen findet folgende Reaktion statt:



Mit dem NaOH kann das Eisen-Ion ausgefällt werden. Wir entziehen dem System das Edukt  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ .

Das Gleichgewicht wird nach links verschoben.  $[\text{Fe}(\text{SCN})_2^{+}]$  reagiert zu  $\text{Fe}^{3+}$  und  $\text{SCN}^{-}$ .

Deshalb wird die Farbe immer weniger intensiv rot.

## Versuch Nr. 2

Sicherheit: Tragen Sie eine Schutzbrille.

Es stehen erneut zwei 100 ml Bechergläser und zwei 25 ml Messzylinder vor Ihnen.

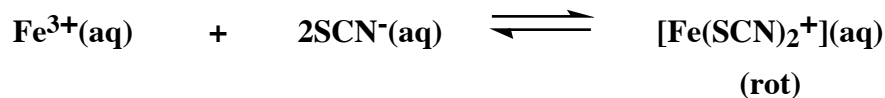
A) Geben Sie ins Becherglas Nr.1 20 ml einer Eisennitratlösung ( $c(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)=0.01\text{mol/l}$ ) und 10 ml einer Natriumthiocyanat-Lösung ( $c(\text{NaSCN})=0.01\text{mol/l}$ ).

B) Giessen Sie die Hälfte der Lösung des Becherglases Nr.1 ins Becherglas Nr.2.

C) Nun geben Sie zum Becherglas Nr.2 20 ml einer Natriumthiocyanat-Lösung ( $c(\text{NaSCN})=0.1\text{mol/l}$ ).

*Was geschieht? Vergleichen Sie die Farben der Bechergläser.*

## Theorie zu Versuch Nr. 2



Durch Zugabe von  $\text{SCN}^{-}$  wird das Gleichgewicht nach rechts verschoben. Die Farbe wird intensiver rot.

## Lernkontrolle für Gruppe 1

Sie haben das Studienmaterial zu diesem Thema bearbeitet. Beantworten Sie die nachfolgenden Fragen in schriftlicher Form. Sie arbeiten allein und ohne Verwendung der Unterlagen. Anschliessend können Sie Ihre Antworten mit den korrekten Lösungen auf der nächsten Seite vergleichen. Sind Ihre Antworten unvollständig oder gar falsch, müssen Sie die betreffenden Stellen in den Unterlagen nochmals studieren.

Sinn dieser Lernkontrolle ist, dass Sie als angehende Experten Ihren Stoff beherrschen und die Mitschüler kompetent unterrichten können. Niemand schaut nach, wie gut Sie die Aufgaben gelöst haben. Sie kriegen keine Noten. Die Lernkontrolle ist nur als Hilfe für Sie da. Sie dürfen sie auch zwei- oder dreimal bearbeiten.

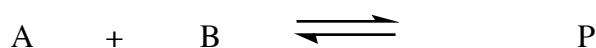
### Aufgaben

1) Bei der Reaktion



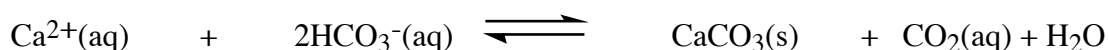
wird dem System zusätzlich  $\text{HI}_{(\text{g})}$  zugeführt. Auf welche Seite verschiebt sich das Gleichgewicht? Was wird zusätzlich mehr gebildet? 2-3 Sätze reichen.

2) Sie haben einen teuren industriellen Prozess:



Die Ausbeute an P ist sehr schlecht. Das Gleichgewicht liegt links. Welche Massnahme treffen Sie, um mehr P zu erhalten? Warum? 2-3 Sätze reichen aus.

3) Die Ursache für die Wasserhärte sind vor allem  $\text{Ca}^{2+}$  Ionen. Neben  $\text{SO}_4^{2-}$  und  $\text{Cl}^-$  hat es vor allem  $\text{HCO}_3^-$ -Anionen im Wasser. Es lässt sich folgende Reaktion formulieren:



$\text{CaCO}_3$  ist Kalk, ein schwerlösliches Salz. Wird die Temperatur des Leitungswassers erhöht, entweicht  $\text{CO}_2$  aus dem System. Wie verschiebt sich das Gleichgewicht? 2-3 Sätze genügen.

4) Sie haben folgende Reaktion:



das Massenwirkungsgesetz lautet:

$$\frac{c(\text{HI})^2}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)} = K$$

Wir erhöhen nun die Konzentration von  $\text{H}_{2(\text{g})}$ . Wird  $K$  grösser oder kleiner? 3-4 Sätze als Antwort reichen.

## Lösungen zur Lernkontrolle für Gruppe 1

1) Das Gleichgewicht verschiebt sich nach links.  $c(\text{H}_2)_{(\text{g})}$  und  $c(\text{I}_2)_{(\text{g})}$  werden über ihrem anfänglichen Wert liegen. Sie werden aus dem zusätzlichen  $\text{HI}_{(\text{g})}$  gebildet.

2) Wir entziehen der Reaktion fortwährend das Produkt P. Um die Gleichgewichtslage wieder zu erhalten, reagieren A und B miteinander zu zusätzlichem P. Analoges finden Sie im Experiment  $\text{Fe}^{3+}$  und  $\text{SCN}^-$ . Dort wird  $\text{Fe}^{3+}$  dem System entzogen.

3) Das Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts. Es bildet sich also auch mehr  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ , das ausfällt. Dies ist die Ursache dafür, dass in hartem Wasser mit viel  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen Kalkablagerungen entstehen.

Die Kalkablagerung entsteht in heissem Wasser viel schneller als in kaltem.

4) K ändert sich bei konstanter Temperatur nicht. Kurz nach der Zugabe von  $\text{H}_2(\text{g})$  ändert sich nur der Quotient des Massenwirkungsgesetzes. Das Gleichgewicht verschiebt sich nach einiger Zeit nach rechts. Die  $\text{HI}$ -Konzentration wird über ihrem anfänglichen Wert liegen, die  $\text{I}_2$ -Konzentration wird im Vergleich zu ihrem Anfangswert abgenommen haben, und die  $\text{H}_2$ -Konzentration wird niedriger sein als direkt nach ihrer Zugabe. Nun entspricht der Wert des Quotienten wieder dem Wert von K.

Wenn Sie nicht alle Aufgaben lösen konnten, schauen Sie nochmals Ihr Studienmaterial durch. Versuchen Sie es nochmals.



Gruppe 2

Unter Druck bewegt sich einiges

## Uebersicht

Es gibt chemische Reaktionen, bei denen nur Gase vorkommen. Oder solche, bei denen ein Gas gebildet wird. Auch hier handelt es sich oft um chemische Gleichgewichte. Durch Druckänderungen lassen sich solche chemischen Gleichgewichte verschieben. Dies sind in der Natur und der Technik wichtige Prozesse.

## Vorgehen

### Wissenserwerb

Studieren Sie den für dieses Thema bereitgestellten Text "*Unter Druck bewegt sich einiges*". Lesen Sie ihn genau durch.

Danach führen Sie ein ganz einfaches Experiment aus dem Alltag durch. Die Anleitung finden Sie in Ihrem Studienmaterial.

Nach dem Versuch lesen Sie den Text "*Unter Druck bewegt sich einiges*" noch einmal durch. Mögliche Unklarheiten können jetzt aufgeklärt werden. Zum Dessert lesen Sie noch den Text: "*Höhen- Akklimatisierung*".

Haben Sie alles begriffen?

Gehen Sie nun zur Lernkontrolle: Lösen Sie die Aufgaben zu diesem Thema. Lesen Sie den Text evtl. nochmals durch, bis Sie das Thema verstanden haben. Nun sind Sie ein Experte.

## Expertenrunde

Sie treffen sich mit den anderen Experten dieses Themas. Untereinander diskutieren Sie die Druckabhängigkeit von chemischen Reaktionen.

Sie fragen sich:

Habe ich alles verstanden?

Wie kann ich mein Wissen den Schulkameraden am besten weitergeben?

Welche Fakten sollen sie kennen?

Habe ich die Lernziele immer vor Augen?

Soll ich ein Arbeitsblatt ausarbeiten?

Wie zeige ich das Experiment?

Vielleicht diskutieren Sie noch andere Fragen. In der Expertenrunde haben Sie Zeit, die Wissensvermittlung an die Mitschüler genau zu planen.

Das Kapitel "*Minididaktik*" enthält dazu noch einige Ratschläge.

## Unterrichtsrunde

Hier unterrichten Sie die Mitschüler in Ihrem Thema.

Dafür haben Sie sich in der Expertenrunde vorbereitet. In der Unterrichtsrunde werden aber auch Sie von den Mitschülern unterrichtet. Hier erfahren Sie etwas über die anderen 3 Themen.

## Studienmaterial

Text: "*Unter Druck bewegt sich einiges*"

Text: "*Experiment zum Thema 1*"

Text: "*Höhen- Akklimatisierung*"

## Lernziele für die ganze Klasse

Die Schülerinnen und die Schüler wissen, dass Druckveränderungen das chemische Gleichgewicht beeinflussen können.

Sie wissen, um welche Art von Reaktionen es sich dabei handeln muss.

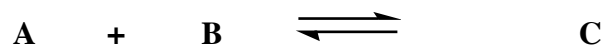
Sie können entscheiden, welche Seite des Gleichgewichtes durch Druckänderung bevorzugt wird.

## Studienmaterial für Gruppe 2

### Unter Druck bewegt sich einiges

Sehr viele chemische Reaktionen verlaufen umkehrbar. Diese umkehrbaren Vorgänge führen zu einem Gleichgewicht.

Sie kennen die Schreibweise für reversible Reaktionen:



A und B reagieren miteinander zu C, und C zerfällt wieder zu A und B. Im Gleichgewicht liegen alle drei Reaktionspartner in konstanten Konzentrationen vor.

Das Verhältnis der Konzentrationen kann durch das Massenwirkungsgesetz (MWG) beschrieben werden.

$$K = \frac{c(C)}{c(A) \cdot c(B)}$$

K wird Gleichgewichtskonstante genannt.

Nun gibt es aber Reaktionen, bei denen nur Gase vorkommen. In einem bestimmten Raum übt ein solches Gasgemisch einen Druck aus. Wir nennen diesen Druck den Gesamtdruck des Gasgemisches A, B und C. Wir betrachten nun z.B. A alleine in diesem bestimmten Raum. A übt ebenfalls einen Druck aus. Diesen nennen wir Partialdruck der Komponente A. B und C besitzen auch Partialdrücke. Die Summe der Partialdrücke der einzelnen Gaskomponenten ist gleich dem Gesamtdruck des Gasgemisches. Bei solchen Gasphasenreaktionen wird nicht mit Konzentrationen gerechnet.

Die Partialdrücke ersetzen die Konzentrationen im Massenwirkungsgesetz für Gase.

$$K = \frac{p(C)}{p(A) \cdot p(B)}$$

Ein mol eines Gases besitzt in einem bestimmten Volumen eine definierte Anzahl Teilchen. Zwei mole eines Gases besitzen dementsprechend doppelt so viele Teilchen. In einem geschlossenen Gefäss sind die Platzverhältnisse für 2 mole Gas weniger günstig als für 1 mol Gas. 2 mole Gas üben auf die Gefässwand einen doppelt so grossen Druck aus als 1 mol Gas.

Sie können jetzt schon absehen, dass äussere Druckeinflüsse ein chemisches Gleichgewicht verschieben können: Bei einer Druckerhöhung im System fühlen sich 2 mole Gas weniger "wohl". Das Gleichgewicht wird zur Seite mit 1 mol Gas verschoben.

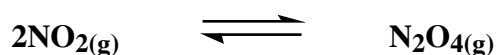
Diese Tatsache wird auch im Prinzip von Le Châtelier (1884) zum Ausdruck gebracht:

Sinngemäss zitiert:

*"Wenn Stoffaustausch, Austausch thermischer Energie oder Volumenänderung eine jeweils zugehörige Konzentrations-, Temperatur- oder Druckänderung in einem im Gleichgewicht befindlichen System hervorrufen, so werden diese Änderungen durch die Neueinstellung des Gleichgewichts partiell rückgängig gemacht."*

(Arnold Paeske 1992, 450)

Ein Beispiel:



2 Volumeneinheiten Stickstoffdioxid reagieren zu einer Volumeneinheit Distickstofftetraoxid in Gasphase.

Bei dieser Reaktion vermindert sich also das Volumen bei der Hinreaktion (von links nach rechts).

Übt man einen Druck auf das System aus, weicht es nach jener Seite aus, auf der die Teilchenzahl, d.h. der Druck geringer ist. Der Anteil von  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  wird demzufolge grösser.

Für Reaktionen mit Volumenänderung gilt:

**Durch Druckerhöhung wird die Bildung der Stoffe mit kleinerem Volumen begünstigt.**

**Durch Druckerniedrigung wird die Bildung der Stoffe mit grösserem Volumen begünstigt.**

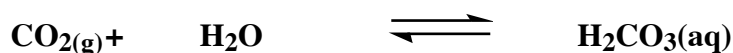
(Nach: Schroedel, Chemie heute 1988, 96;

Leitprogramm: Chemische Gleichgewichte 1993, 43; Botsch, Höfling, Mauch 1984, 205;

Höfling, Menrad, Seidel, Schmid, Wagner 1984, 237)

## Experiment zum Thema 2

Bei Reaktionen mit Gasen kann der Druck die Lage des Gleichgewichtes beeinflussen. Ein alltägliches Beispiel ist die Herstellung von günstigen Perlweinen. Zu diesem Zweck wird der Wein in einen grossen Druckbehälter gefüllt. Der Wein wird abgekühlt, dann wird mit Druck  $\text{CO}_2$  in den Tank gepresst. Das  $\text{CO}_2$  reagiert mit dem Wein in einer Gleichgewichtsreaktion:



Das  $\text{CO}_2$  entweicht erst wieder, wenn die Flasche geöffnet wird. Dann sinkt nämlich der Druck schlagartig. Die Reaktion verschiebt sich unter perlender  $\text{CO}_2$ -Abgabe nach links.

**Wir simulieren jetzt den Versuch:**

Tragen Sie eine Schutzbrille.

Sie haben vor sich eine 50 ml Kunststoff-Medizinalspritze, einen angebohrten Gummistopfen als Spritzenverschluss und eine Pipettenflasche mit verdünnter Bromthymolblauindikatorlösung.

Füllen Sie ein Becherglas mit 50 ml Hahnenwasser (ausnahmsweise kein entmineralisiertes Wasser). Fügen Sie dem Wasser mehrere Tropfen Bromthymolblauindikatorlösung bei. Die Lösung muss deutlich blau sein. Mit Hilfe dieses Indikators können die Chemikerin und der Chemiker eine saure Lösung (gelbe Farbe) von einer neutralen (grüne Farbe) oder einer basischen Lösung (blaue Farbe) unterscheiden.

Saugen Sie ca. 40 ml der blauen Lösung in die Spritze auf. Füllen Sie aus der CO<sub>2</sub>-Stahlflasche ca. 10 ml CO<sub>2</sub>-Gas in die Spritze ein. Verschliessen Sie nun die Spritze mit dem Gummistopfen und schütteln Sie. Das Volumen verringert sich. Wie ändert sich die Farbe? Geben Sie ca. die Hälfte der Flüssigkeit in eine leere Spritze als Farbvergleich. Kontrollieren Sie, ob die Farbe in beiden Spritzen gleich ist.

A. Ziehen Sie nun die Spritze Nummer 1 auseinander. Voersicht: auf Ihre Hände wirken beachtliche Kräfte! Vergleichen Sie die Farben in den beiden Spritzen.

B. Wiederholen Sie den Vorgang mit der zweiten Spritze. Vergleichen Sie die Farben.

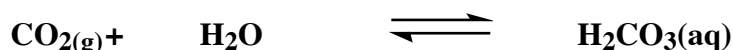
C. Fahren Sie im folgenden mit jener Spritze fort, die den grüneren Farbton aufweist. Drücken Sie nun das Gas zusammen und schütteln Sie dabei. Halten Sie den Gummistopfen fest auf die Spritze gedrückt. Sie sehen eine Farbänderung nach gelb. Wiederholen Sie das Zusammendrücken wenn nötig.

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> heisst Kohlensäure. Die Kohlensäure ist eine Säure. Sie erzeugt in Wasser eine saure Lösung.

*Hinweis: Eine Farbverschiebung nach gelb zeigt mehr Säure an.*

Bevor Sie die Theorie lesen, überlegen Sie, was passiert ist.

#### **Kleine Theorie:**



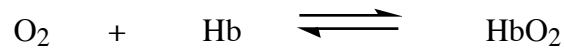
Auf der linken Seite der Gleichung ist eine Volumeneinheit Gas. Auf der rechten Seite gibt es kein Gas. Beim Drücken der Spritze wird der Druck erhöht. Das System weicht zur Seite aus, wo weniger Volumen gebraucht wird. Es wird mehr H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> gebildet. Der Indikator zeigt eine Farbverschiebung nach gelb.

(Nach: Leitprogramm: Chemische Gleichgewichte 1993, 45)

## Höhen-Akklimatisierung

Gerade bei Fernreisen gehören auch sehr hoch gelegene Orte zu den bevorzugten Zielen. Allein Tausende von Touristen wandern jährlich bis zum Gipfel des Kilimandscharo. Dabei sind sie auf die Hilfe einheimischer Träger angewiesen, denn oberhalb von 4000 m droht die Höhenkrankheit.

Sie macht sich durch Kopfschmerzen, Herzklopfen, Übelkeit und Atemnot bemerkbar. Ursache ist eine mangelhafte Versorgung des Körpers mit Sauerstoff. Die im Blut erreichbare Sauerstoff-Konzentration hängt nämlich vom Partialdruck des Sauerstoffs in der Atemluft ab. Im Blut wird Sauerstoff an Hämoglobin (Hb) gebunden: dabei stellt sich das folgende Gleichgewicht ein:



Je geringer der Sauerstoffpartialdruck ist, um so weniger an HbO<sub>2</sub> kann gebildet werden und um so schlechter werden Muskeln und Organe mit Sauerstoff versorgt.

(Auszug aus: Schroedel, Chemie heute 1988, 97)

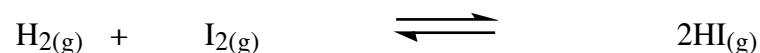
## Lernkontrolle für Gruppe 2

Sie haben das Studienmaterial zu diesem Thema bearbeitet. Beantworten Sie die nachfolgenden Fragen in schriftlicher Form. Sie arbeiten allein und ohne Verwendung der Unterlagen. Anschliessend können Sie Ihre Antworten mit den korrekten Lösungen auf der nächsten Seite vergleichen. Sind Ihre Antworten unvollständig oder gar falsch, müssen Sie die betreffenden Stellen in den Unterlagen nochmals studieren.

Sinn dieser Lernkontrolle ist, dass Sie als angehende Experten Ihren Stoff beherrschen und die Mitschüler kompetent unterrichten können. Niemand schaut nach, wie gut Sie die Aufgaben gelöst haben. Sie kriegen keine Noten. Die Lernkontrolle ist nur als Hilfe für Sie da. Sie dürfen sie auch zwei- oder dreimal bearbeiten.

### Aufgaben

1) Es liegt folgendes Gleichgewicht in der Gasphase vor:



Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für Gase.

2) Auf welche Seite verschiebt sich das Gleichgewicht bei einer Druckerhöhung durch Kompression im obigen System? 2-3 Sätze reichen.

3) Die folgende Reaktion stehe im Gleichgewicht:



Nun erhöhen wir den Druck durch Kompression. Die Bildung welches Stoffes oder welcher Stoffe wird durch die Druckerhöhung begünstigt? 2-3 Sätze reichen.

4) Warum sprudelt und schäumt eine Mineralflasche beim ersten Öffnen? Formulieren Sie die Gleichung und dazu 2-3 Sätze.



## Lösungen zur Lernkontrolle für Gruppe 2

1)

$$\frac{p(\text{HI})^2}{p(\text{H}_2) \cdot p(\text{I}_2)} = K$$

Die Partialdrücke der Gase ersetzen die Konzentrationen im Massenwirkungsgesetz.

2) Wir erwarten keine wesentliche Verschiebung des Gleichgewichtes. Auf beiden Seiten der Reaktion hat es zwei Volumeneinheiten Gase. Eine Druckerhöhung hat auf beide Seiten den gleichen Einfluss.

3) Die Bildung von  $\text{C}_{(\text{g})}$  wird begünstigt. 2 mole Gas (A und B) besitzen mehr Teilchen als das mol Gas C. A und B üben den grösseren Druck aus als C. Bei einer Druckerhöhung wird die rechte Seite der Gleichung begünstigt.



Kohlendioxid und Wasser stehen im Gleichgewicht mit Kohlensäure. Ist die Flasche geschlossen, besteht ein Druck und das Gleichgewicht liegt auf der Seite der Kohlensäure. Öffnet man die Flasche, lässt der Druck nach und das Gleichgewicht kann sich nach links verschieben:  $\text{CO}_2$  wird gebildet und entweicht als Gasblasen.

Wenn Sie nicht alle Aufgaben lösen konnten, schauen Sie nochmals Ihr Studienmaterial durch. Versuchen Sie es nochmals.

Gruppe 3

Die Temperatur beeinflusst das chemische Gleichgewicht

## Uebersicht

Die Reaktionsteilnehmer einer reversiblen Reaktion liegen bei konstanter Temperatur in einem abgeschlossenen System im chemischen Gleichgewicht. Eine Temperaturänderung kann dieses Gleichgewicht stören.

In diesem Kapitel lesen Sie, auf welche Seite das chemische Gleichgewicht verschoben wird.

## Vorgehen

### Wissenserwerb

Studieren Sie den für dieses Thema bereitgestellten Text. Lesen Sie ihn genau durch, danach führen Sie das Experiment zu diesem Thema durch. Die theoretischen Grundlagen zu dem Versuch sind ebenfalls dort aufgezeichnet.

Eine Anleitung zum Experiment finden Sie auch in Ihrem Studienmaterial.

Lesen Sie noch einmal den Text durch.

Lösen Sie die Aufgaben zu diesem Thema.

## Expertenrunde

Wenn Sie die Lernkontrolle gemacht haben, besprechen Sie mit den anderen Experten dieses Thema. Sie sollten folgende Fragen gut überdenken.

Habe ich alles verstanden?

Wie kann ich mein Wissen den Schulkameraden am besten weitergeben?

Welche Fakten sollen sie kennen?

Habe ich die Lernziele immer vor Augen?

Wie zeige ich das Experiment ?

In der Expertenrunde haben Sie Zeit, die Wissensvermittlung an die Mitschüler genau zu planen. Das Kapitel "*Minididaktik*" enthält dazu noch einige Ratschläge.

## Unterrichtsrunde

Hier unterrichten Sie die Mitschüler in Ihrem Thema. Dafür haben Sie sich in der Expertenrunde vorbereitet.

In der Unterrichtsrunde werden aber auch Sie von den Mitschülern unterrichtet. Hier erfahren Sie etwas über die drei anderen Themen.

## Studienmaterial

Text: "*Die Temperatur beeinflusst das chemische Gleichgewicht*"

Text: "*Kesselstein*"

Text. "*Experiment zum Thema 3*"

## Lernziele für die ganze Klasse

Die Schülerinnen und Schüler wissen, dass durch eine Temperaturänderung das chemische Gleichgewicht verschoben wird. Sie wissen, dass dabei die Gleichgewichtskonstante  $K$  ihren Wert ändert.

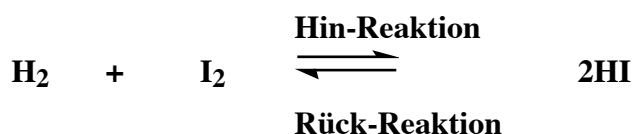
Die Schülerinnen und Schüler wissen, welche Seite des Gleichgewichtes durch Temperaturerhöhung oder Temperaturniedrigung bevorzugt wird.

## Studienmaterial für Gruppe 3

### Die Temperatur beeinflusst das chemische Gleichgewicht

Wir haben bereits verschiedene Vorgänge, die umkehrbar verlaufen, kennengelernt. Besonders gut untersucht ist die Reaktion von Iod mit Wasserstoff bzw. der Zerfall von Iodwasserstoff.

Beispiel:



Bringt man eine bestimmte Menge Iodwasserstoff in einen verschliessbaren Kolben und erwärmt etwas, so beginnt sich die Verbindung bald in die Elemente zu zersetzen.

Der Zerfall erfolgt jedoch nicht vollständig, sondern es bleibt stets eine gewisse Menge Iodwasserstoff übrig. Man beobachtet, dass jeder Temperatur ein ganz bestimmter "Zersetzungsgrad" (d.h. ein ganz bestimmter Anteil an Wasserstoff und Iod) entspricht. Es stellt sich also bei jeder Temperatur ein Endzustand ein, in welchem alle drei Stoffe in

bestimmten Mengen nebeneinander vorhanden sind. Diesen Zustand bezeichnet man als chemisches Gleichgewicht.

Auch die Reaktion eines Gemisches von Wasserstoff und Iod führt - in einem abgeschlossenen Gefäß! - nicht zur vollständigen Reaktion, sondern wieder zu einem "Gleichgewicht". Darin sind alle drei Substanzen in konstanten Konzentrationen vorhanden. Ist der Gleichgewichtszustand einmal erreicht, so ändert sich äusserlich nichts mehr, sofern man die Temperatur konstant hält.

Ändert man aber die Temperatur, so verschiebt sich das Gleichgewicht auf eine Seite der Gleichung und die Konzentrationen der Substanzen verändern sich entsprechend.

Der Einfluss, den die Temperatur auf die Lage eines chemischen Gleichgewichtes ausübt, wurde als Prinzip von Le Châtelier (1884) oder als Prinzip des kleinsten Zwanges bekannt:

Sinngemäss zitiert:

*"Wenn Stoffaustausch, Austausch thermischer Energie oder Volumenänderung eine jeweils zugehörige Konzentrations-, Temperatur-, oder Druckänderung in einem im Gleichgewicht befindlichen System hervorrufen, so werden diese Änderungen durch die Neueinstellung des Gleichgewichts partiell rückgängig gemacht."*

(Arnold Paeske 1992, 450)

Alle chemischen Reaktionen sind mit *Energieumsetzungen* verbunden. Bei jeder Gleichgewichtsreaktion verläuft eine der Teilreaktionen (Hinreaktion, Rückreaktion) *exotherm*, die andere *endotherm*.

**Die endotherme Reaktion ist eine Reaktion, bei der Wärme aus der Umgebung aufgenommen wird.**

**Die exotherme Reaktion ist eine Reaktion, bei der Wärme an die Umgebung abgegeben wird.**

Für den Einfluss, den eine Temperaturänderung auf die Lage eines chemischen Gleichgewichtes ausübt, gelten folgende Beziehungen:

**Eine Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme Reaktion.**

Bei jeder endothermen Reaktion wird Wärme verbraucht. Das reagierende System weicht deshalb dem äusseren Zwang der Temperaturerhöhung aus, indem es die zugefügte Wärmeenergie in "chemische Energie" umwandelt, bis wieder ein Gleichgewichtszustand erreicht ist.

### **Eine Temperaturerniedrigung begünstigt die exotherme Reaktion.**

Bei jeder exothermen Reaktion wird Wärme frei. Das reagierende System weicht deshalb dem äusseren Zwang der Temperaturerniedrigung aus, indem es "chemische Energie" in Wärmeenergie umwandelt, bis wieder ein Gleichgewichtszustand erreicht ist.

## **Kesselstein**

Wohl jeder kennt die lästigen Kalkablagerungen, die sich in Heisswasseraufbereitern bilden. Auch in Warmwasserleitungen und in technisch genutzten Wärmeaustauschern können sie zum Problem werden, da sie die Rohrquerschnitte verringern und wegen ihrer schlechten Wärmeleitfähigkeit die Wärmeübertragung verzögern.

Man könnte sich denken, dass die geringere Löslichkeit von Calciumcarbonat (Kalk) in heissem Wasser die Ursache für die Kesselsteinbildung ist. Insgesamt handelt es sich aber um einen recht komplexen Vorgang, bei dem mehrere Reaktionen miteinander gekoppelt sind.

Im Wasser sind verschiedene Salze gelöst. Bei den Kationen überwiegen meist  $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen. Sie sind die Ursache für die Wasserhärte. Bei den Anionen handelt es sich neben  $\text{SO}_4^{2-}$  und  $\text{Cl}^-$ -Ionen vor allem um  $\text{HCO}_3^-$  Ionen.

Kesselstein bildet sich immer dann, wenn in hartem Wasser ein hoher Anteil an  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen vorliegt. Wesentliche Ursache ist eine Störung des folgenden Gleichgewichtes:



Bei höherer Temperatur ist die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid geringer. Es entweicht daher gasförmig aus der Lösung. Gleichzeitig bilden sich weitere  $\text{CO}_3^{2-}$ -Ionen. Da aber Calciumcarbonat sehr viel schwerer löslich ist als Calciumhydrogencarbonat, kommt es zur Ablagerung von Calciumcarbonat (Kalk).

(Auszug aus: Schroedel, Chemie heute 1988, 95)

## Experiment zum Thema 3

Der Einfluss der Änderung der Temperatur auf ein Gleichgewichtssystem wird am Beispiel von Cobalt(II)nitrat und Natriumchlorid untersucht.

### Versuch

Sicherheit: Tragen Sie eine Schutzbrille!

Ausführung:

Es stehen zwei Reagenzgläser und zwei 20 ml Messzylinder vor Ihnen.

Wählen Sie ein Reagenzglas. In dieses geben Sie 10 ml einer Cobaltnitrat-Lösung ( $c(\text{Co}(\text{NO}_3)_2)=1\text{mol/l}$ ) und 40 ml einer Natriumchloridlösung ( $c(\text{NaCl})=1\text{mol/l}$ ). Giessen Sie die Hälfte dieser Mischung ins zweite Reagenzglas. Nun erwärmen Sie eines der Reagenzgläser mit dem Bunsenbrenner. Achtung: Die Öffnung des Reagenzglases nie gegen andere Personen richten! Es kann manchmal Siedeverzüge geben. Das andere Reagenzglas lassen sie kalt.

Vergleichen Sie die Farben in den Reagenzgläsern.

Beobachtung: Durch Erhitzen wird die rosafarbene Mischung der beiden Salze violett.

### Erklärung:

Durch Erhitzen von Cobalt(II)nitrat wird mehrheitlich die blaue Cobaltchloro-Verbindung gebildet:



**rosa**

**blau**

Das Gleichgewichtssystem wurde durch die Temperaturerhöhung beeinflusst.

Kühlen Sie nun einen Teil der warmen Lösung wieder ab (Leitungswasser bzw. Eis). Anhand der Farbänderung können Sie die Gleichgewichtsverschiebung erkennen.

Welches ist also die exotherme, welches die endotherme Reaktion ?

Entsorgung der Cobaltlösung: Geben Sie die Lösung zu den Schwermetallsalzabfällen (saure Metallsalzlösungen).

## Lernkontrolle für Gruppe 3

Sie haben das Studienmaterial zu diesem Thema bearbeitet. Beantworten Sie die nachfolgenden Fragen in schriftlicher Form. Sie arbeiten allein und ohne Verwendung der Unterlagen. Anschliessend können Sie Ihre Antworten mit den korrekten Lösungen auf der nächsten Seite vergleichen. Sind Ihre Antworten unvollständig oder gar falsch, müssen Sie die betreffenden Stellen in den Unterlagen nochmals studieren.

Sinn dieser Lernkontrolle ist, dass Sie als angehende Experten Ihren Stoff beherrschen und die Mitschüler kompetent unterrichten können. Niemand schaut nach, wie gut Sie die Aufgaben gelöst haben. Sie kriegen keine Noten. Die Lernkontrolle ist nur als Hilfe für Sie da. Sie dürfen sie auch zwei- oder dreimal bearbeiten.

### Aufgaben

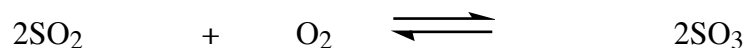
1) Erklären Sie in 2-3 Sätzen den Unterschied zwischen exothermen und endothermen Reaktionen.

2) Die Reaktion:



ist eine endotherme Reaktion. Bestimmen Sie die Richtung, in die sich das Gleichgewichtssystem bei einer Temperaturerniedrigung verschiebt. Formulieren Sie bitte 2-3 Sätze.

3) Die folgende reversible Reaktion wird bei einer Temperaturerhöhung nach links verschoben.



Handelt es sich hier um eine exotherme oder endotherme Reaktion?

Bitte begründen Sie Ihre Meinung in 2-3 Sätzen.

4) Wieso ist K von der Temperatur abhängig? Bitte begründen Sie Ihre Meinung in 2-3 Sätzen.



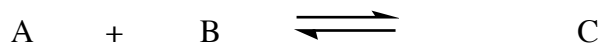
## Lösungen zur Lernkontrolle für Gruppe 3

1) Die endotherme Reaktion ist eine Reaktion, bei der Wärme aus der Umgebung aufgenommen wird. Die exotherme Reaktion ist eine Reaktion, bei der Wärme an die Umgebung abgegeben wird.

2) Bei jeder endothermen Reaktion wird Wärme verbraucht. Eine Temperaturniedrigung begünstigt die endotherme Reaktion nicht. Das Gleichgewicht wird deshalb nach links verschoben.

3) Es handelt sich um eine exotherme Reaktion. Eine Temperaturerhöhung begünstigt die exotherme Reaktion weniger. Das Gleichgewicht wird also nach links verschoben.

4) Für die Reaktion



gilt das Massenwirkungsgesetz:

$$\frac{c(C)}{c(A) \cdot c(B)} = K$$

Eine Temperaturänderung verschiebt den Gleichgewichtszustand nach links oder rechts. Mit der Gleichgewichtsverschiebung haben wir andere Konzentrationen von A, B und C als ursprünglich. Dies wirkt sich auf K aus.

Gruppe 4

Ammoniakherstellung: Eine bedeutsame Synthese

## Uebersicht

Ammoniak ist eine der wichtigsten Grundchemikalien. Die Ammoniaksynthese ist eine der bedeutendsten Synthesen der Chemie und von aussergewöhnlichem wirtschaftlichem Interesse. Die Herstellung von Ammoniak läuft in einem chemischen Gleichgewicht ab.

In diesem Kapitel erfahren Sie, welche Massnahmen in diesem grosstechnischen Prozess ergriffen werden, um möglichst viel Ammoniak produzieren zu können. Sie erhalten auch einen historischen Überblick und Informationen zum technischen Vorgehen bei der Synthese.

## Vorgehen

### Wissenserwerb

Studieren Sie die für dieses Thema bereitgestellten Texte. Beginnen Sie mit dem Text:

"*Ammoniaksynthese eine bedeutsame Synthese*". Sie erfahren hier nur die Tatsachen, wie in der Industrie Ammoniak in hoher Ausbeute produziert werden kann. Auf das Warum solcher Massnahmen wird hier nicht theoretisch eingegangen. Hoffentlich frustriert Sie das nicht zu stark.

Wenn Sie alles verstanden haben, lösen Sie die Aufgaben der Lernkontrolle. Hier können Sie Ihr Wissen prüfen und vertiefen.

## Expertenrunde

Sie besprechen mit den anderen Experten dieses Thema.

Sie fragen sich:

Wie kann ich das Wissen den Schulkameraden am besten weitergeben?

Welche Fakten sollen sie kennen?

Habe ich die Lernziele immer vor Augen?

Soll ich ein Arbeitsblatt ausarbeiten?

Vielleicht fallen Ihnen noch andere Fragen ein?

In der Expertenrunde haben Sie die Zeit, die Wissensvermittlung an die Mitschüler genau zu planen.

Das Kapitel "*Minididaktik*" enthält dazu noch einige Ratschläge.

## Unterrichtsrunde

Hier unterrichten Sie die Mitschüler in Ihrem Thema. Dafür haben Sie sich in der Expertenrunde vorbereitet. In der Unterrichtsrunde werden aber auch Sie von den Mitschülern unterrichtet. Hier erhalten Sie die Antworten auf die theoretischen Fragen.

Hier wird Ihnen klar, warum in der Industrie so vorgegangen wird. Sie können Ihr Thema perfekt mit den anderen drei Themen verbinden.

## Studienmaterial

Text: "*Ammoniakherstellung: Eine bedeutsame Synthese*"

Text: "*Die Ammoniak-Anlage*"

Text: "*Fritz Haber- Nobelpreis für den Griff in die Luft*"

## Lernziele für die ganze Klasse

**Die Schülerinnen und die Schüler kennen die Bedeutung der Ammoniak-synthese. Sie wissen wofür Ammoniak verwendet wird.**

**Sie sind fähig, die Ammoniaksynthese zu beschreiben, d.h. die äusseren Bedingungen zu formulieren, die das Gleichgewicht beeinflussen.**

**Sie wissen, wieso für die Reaktion ein Katalysator eingesetzt wird.**

## Studienmaterial für Gruppe 4

### Ammoniakherstellung: Eine bedeutsame Synthese

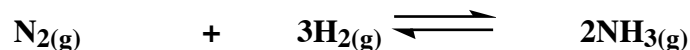
Ammoniak ist eine der wichtigsten Grundchemikalien. Jährlich werden über 100 Millionen Tonnen produziert. Ammoniak bildet den Ausgangsstoff für die meisten Stickstoffverbindungen, z.B.:

- Kunststoffe
- Pflanzenschutzmittel
- Salpetersäure
- Pharmazeutika
- Sprengstoffe
- Farbstoffe
- Düngemittel

80% des hergestellten Ammoniaks werden für die Produktion von Düngemitteln verwendet.

Wegen der Bedeutung für die Landwirtschaft ist dieses Verfahren zu einer Lebensgrundlage einer ständig wachsenden Weltbevölkerung geworden.

In der Natur entsteht Ammoniak über biologische Abbauprozesse. Grosstechnisch aber wird Ammoniak nach dem *Haber-Bosch-Verfahren* in einer Gleichgewichtsreaktion aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff hergestellt.



Dies ist heute die einzige praktische Möglichkeit, die grosse Reaktionsträgheit des elementaren Stickstoffes zu überwinden.

Die Ausbeute der Ammoniaksynthese wäre unter folgenden Bedingungen am grössten:

- Hoher Druck
- Tiefe Temperatur

Das N<sub>2</sub>-Molekül ist aber wegen seiner grossen Bindungsstärke (3-fach Bindung) sehr reaktionsträge.

Die Reaktionsgeschwindigkeit bei tiefen Temperaturen also ist gering. N<sub>2</sub> wird erst oberhalb 600-700°C merklich reaktionsfähig. Dies ist jedoch wieder schlechter für den NH<sub>3</sub>-Ertrag.

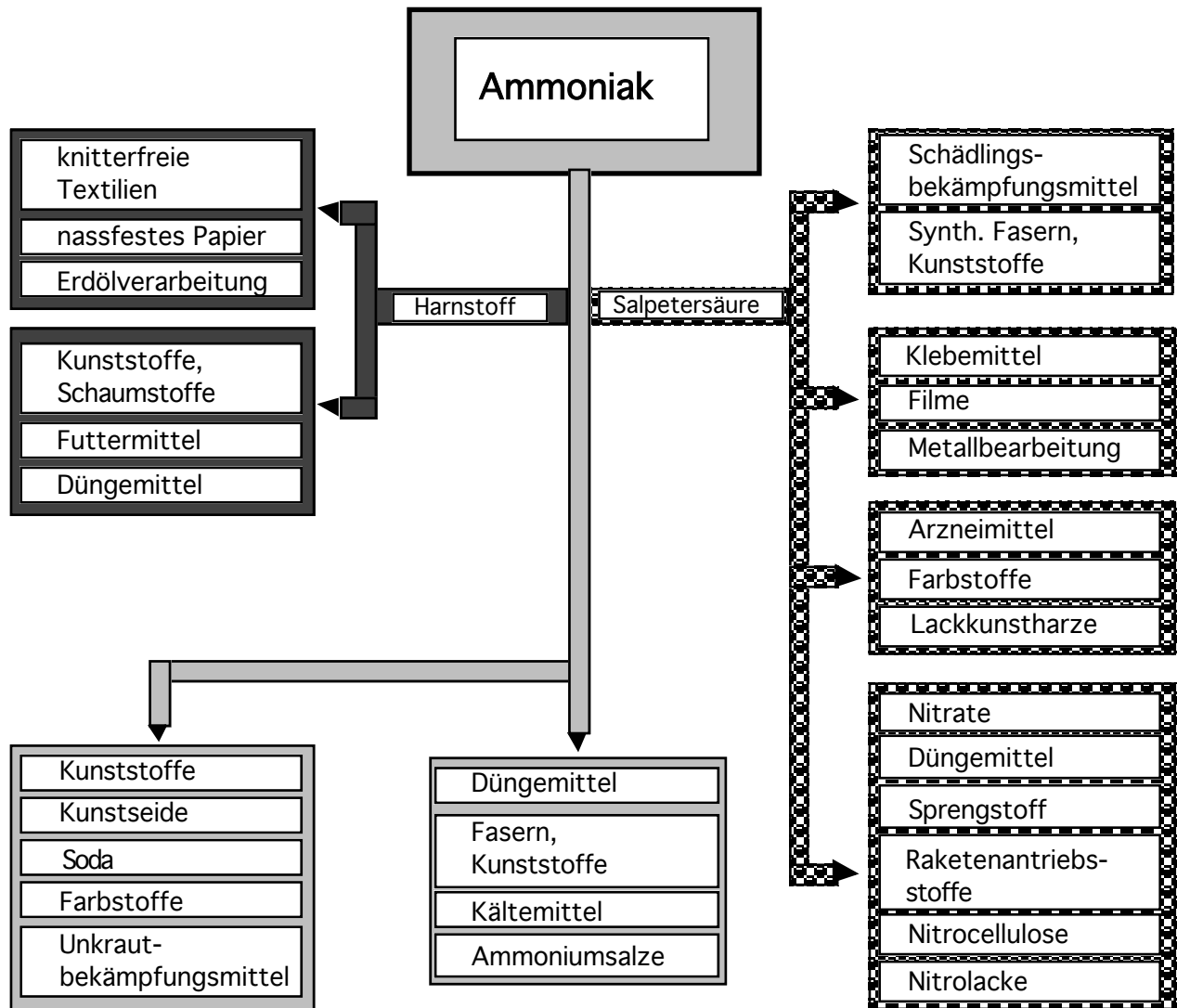
In der Technik verwendet man Katalysatoren. Diese gewährleisten schon bei 450°C eine ausreichende Reaktionsgeschwindigkeit. Die Katalysatoren bestehen zum Hauptteil aus Eisen.

Der Druck bei der Synthese beträgt zwischen 230 bis 330 bar.

Das gebildete Ammoniak wird fortlaufend entfernt. So gibt es wieder genügend "Platz" für neues Ammoniak: Mit dieser Methode erzielt man einen vollständigen Umsatz.

(Nach: Hans Rudolf Christen 1977, 106-107; Botsch, Höfling, Mauch 1984, 206; Schroedel, Chemie heute 1988, 108-109)

## Die Verwendung von Ammoniak



(Nach: Elemente Chemie II 1989, 178)

## Die Ammoniak - Anlage

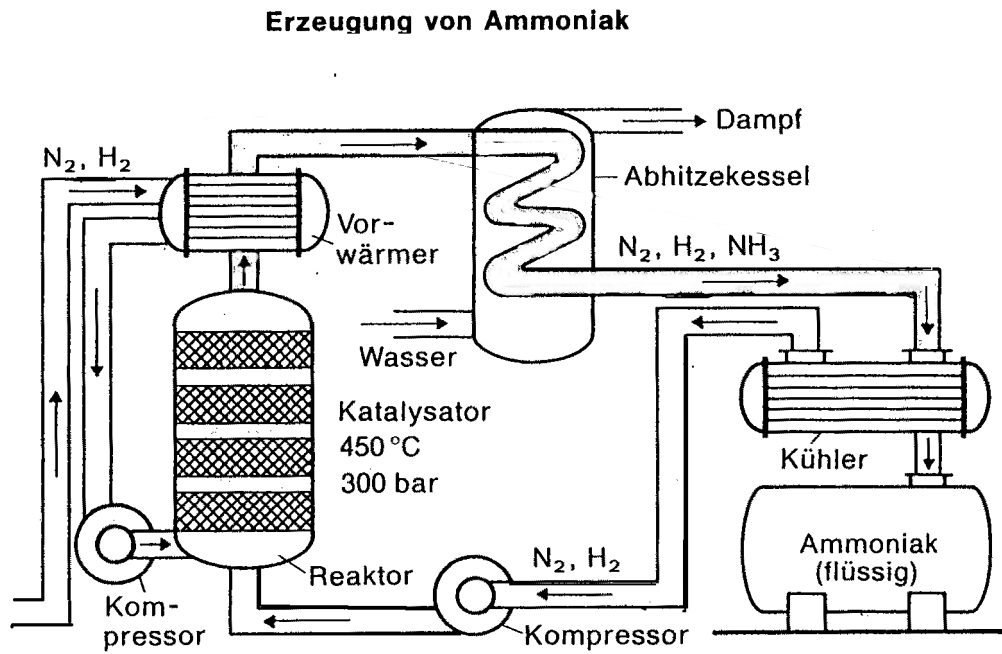
Entscheidend für die Planung einer Ammoniak-Anlage ist der Druck.

Höherer Druck führt zu kleineren Apparaturen und zu grösserer Produktionsleistung. Die Erzeugung sehr hoher Drücke erfordert allerdings aufwendige, teure Apparaturen und einen hohen Energieeinsatz für die Verdichtung des Synthesegases. Zur Druckerzeugung werden mehrstufige dampfgetriebene Turbokompressoren eingesetzt, in denen das Gas durch schnell rotierende Laufräder verdichtet wird.

Kernstück der Anlage ist der Druckreaktor aus hochwertigem Stahl. Seine Wand besteht häufig aus mehreren Schichten. Dazu wird auf ein Kernrohr ein glühendes, profiliertes Stahlband in mehreren Lagen schraubenförmig aufgewickelt. Für eine Tagesproduktion von 1500 Tonnen Ammoniak setzt man Reaktoren von 30 Metern Länge mit einem Innendurchmesser von 2.40 Metern und einer Masse von etwa 400 Tonnen ein. Der Katalysator wird im Reaktor in bis zu zehn Schichten angeordnet. Zwischen denen befinden sich Wärmetauscher. Sie entziehen dem Gasgemisch die bei der Bildung von Ammoniak freigesetzte Wärme, denn eine Temperaturerhöhung wirkt sich ungünstig auf die Gleichgewichtslage aus. Gleichzeitig wird das einströmende Synthesegas auf die Reaktionstemperatur gebracht.

Zwei wichtige Faktoren für die Wirtschaftlichkeit des Verfahrens zur Herstellung von Ammoniak sind der Preis und die Lebensdauer des Katalysators. Man verwendet heute Eisen, dem zur Erhöhung der Aktivität, der Lebensdauer und der Temperaturbeständigkeit Kaliumcarbonat, Aluminiumoxid, Calciumoxid und Siliciumdioxid zugesetzt sind. Moderne Reaktoren fassen bis zu 100 Tonnen Katalysator.

(Aus: Schroedel, Chemie heute 1988, 109)

**Schema der technischen Herstellung von Ammoniak**

(Aus: Schroedel, Chemie heute 1988, 108)



## Fritz Haber-Nobelpreis für den Griff in die Luft

Fritz Haber wurde 1868 als Sohn einer angesehenen Breslauer Kaufmannsfamilie geboren. Mit 18 Jahren begann er sein Chemiestudium in Berlin. Nach seiner Promotion wurde er durch selbständige Forschung rasch bekannt.

Zu seinem 100. Geburtstag erschien 1968 eine Pressemitteilung der Gesellschaft Deutscher Chemiker, in der seine wesentlichen Leistungen und Erfolge beschrieben werden. Sie trägt den Titel "Nobelpreis für den Griff in die Luft". Die wichtigsten Absätze lauten:

*"Zu Anfang des 20. Jahrhunderts war die Produktion von Nahrungsmitteln in Gefahr, in einen Engpass zu geraten. Es fehlte an Düngemitteln! In nicht allzu ferner Zeit zeichnete sich eine Welt-Hunger-Katastrophe ab. Zwar hatte man die Ausfuhr des stickstoffhaltigen Salpeters aus Chile von Jahrzehnt zu Jahrzehnt steigern können. Und von 1850 an bemühte man sich um die technische Stickstoffgewinnung aus der Steinkohle; 1913 konnte die Hälfte des Stickstoffbedarfs mit Ammonsulfat aus Kokereien gedeckt werden. Aber auch das reichte nicht aus. Man fasste den Gedanken, den für die Landwirtschaft so dringend nötigen Stickstoff aus der Luft zu gewinnen. Der Mann, dem die direkte Gewinnung von Stickstoff aus der Luft durch die Ammoniak-Synthese gelang, war der Chemiker **Fritz Haber**.*

*In einem glänzenden Überblick hat der Präses der Schwedischen Akademie der Wissenschaften, Professor Ekstrand, bei der Verleihung des Chemie-Nobelpreises an Fritz Haber dessen Bedeutung gewürdigt. Er erhielt die Auszeichnung... im Jahre 1919...Lakonisch enthält die Begründung für Fritz Haber nur die Worte 'für die Synthese von Ammoniak aus dessen Elementen'.*

*Viele vergebliche Versuche mussten gemacht werden, bis Haber 1904 den ganzen Fragenkomplex methodisch durcharbeitete und dann die Ammoniak-Synthese bewerkstelligte. 1913 schrieb er 'Über die technische Darstellung von Ammoniak aus Elementen'. Er lehrte, wie man Ammoniak unmittelbar aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff gewinnen kann, indem man sie unter Hochdruck setzt und dabei Katalysatoren verwendet wie Nickel, Eisen, Osmium, Uran oder die weit wirksameren und billigeren "Mischkatalysatoren".*

*Die Synthese konnte industriell verwertet werden. Damit war ein überaus wichtiges Mittel zur Hebung der Landwirtschaft und des Wohlstandes der Menschheit schlechthin geschaffen.*

*Haber selbst führte die grosstechnische Synthese nicht durch, sondern überliess dies Carl Bosch. Als Professor der physikalischen Chemie an der Universität Heidelberg und führender Chemiker der ehemaligen IG-Farben-Industrie erhielt Bosch dafür 1931 den Nobelpreis.*

*Als man 1911 in Berlin die Kaiser-Wilhelm-Gesellschaft zur Förderung der Wissenschaften gründete, wurde man sofort schlüssig, in diesem Rahmen ein Institut für Physikalische Chemie und Elektrochemie zu errichten. Die Wahl fiel auf Fritz Haber. Man hätte keinen Würdigeren als Direktor finden können.*

*Von 1922 bis 1924 war er Präsident der Deutschen Chemischen Gesellschaft, der Vorgängerin der Gesellschaft deutscher Chemiker."*

Dieser Pressemitteilung müssen allerdings noch einige Informationen hinzugefügt werden. So mehren sich inzwischen die Stimmen, die weniger im Welt-Hunger-Problem, sondern eher in der Vorbereitung und Durchführung des Ersten Weltkrieges den Auslöser für Habers Forschungen sehen. Um einen Krieg führen zu können, musste das Deutsche Reich unabhängig von den Einfuhren des Chile-Salpeters werden. Ohne Nitrate gab es keine Sprengstoffe, und Ammoniak ist eine wichtige Vorstufe.

Auch die Verleihung des Nobelpreises war umstritten. So lehnten 1919 die anderen Nobelpreis-Kandidaten die Annahme ab - mit Ausnahme der Deutschen Planck und Stark -, da viele in Haber den Vater des Gaskrieges sahen:

Der erste Einsatz von Chlor als Giftgas (1915 in Ypern, Flandern: 5000 Tote, 10000 Verletzte) stand unter Habers Leitung. Er war überzeugt, dass "ein Wissenschaftler in Friedenszeiten der Welt gehört, im Krieg aber seinem Land". Seine Frau litt unter der Verwicklung Habers in den Giftkrieg so sehr, dass sie Selbstmord beging. Für sie war Giftgas "eine Perversion der Wissenschaft und ein Zeichen der Barbarei".

Ein weiterer Hinweis auf Habers unterschütterliche patriotische Gesinnung ist das Meeresgold-Projekt: Mit grossem persönlichen Einsatz versuchte er, dem Deutschen Reich die Zahlung der drückenden Reparationen zu erleichtern. Er liess daher zwischen 1922 und 1928 in seinem Institut mehr als 50000 Wasserproben aus allen Weltmeeren auf ihren Goldgehalt untersuchen. Es fanden sich aber nirgends so grosse Gehalte, dass es sich gelohnt hätte, schwimmende Goldfabriken zu bauen.

Eine besondere Tragik im Leben Habers bleibt es, dass er trotz seines Einsatzes für sein Vaterland 1933 wegen seiner jüdischen Herkunft emigrieren musste. Er starb am 29.01.1934 in Basel auf der Reise nach Palästina.

(Aus: Schroedel, Chemie heute 1988, 110)

## Lernkontrolle für Gruppe 4

Sie haben das Studienmaterial zu diesem Thema bearbeitet. Beantworten Sie die nachfolgenden Fragen in schriftlicher Form. Sie arbeiten allein und ohne Verwendung der Unterlagen. Anschliessend können Sie Ihre Antworten mit den korrekten Lösungen auf der nächsten Seite vergleichen. Sind Ihre Antworten unvollständig oder gar falsch, müssen Sie die betreffenden Stellen in den Unterlagen nochmals studieren.

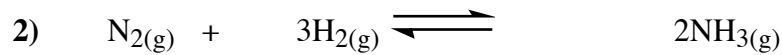
Sinn dieser Lernkontrolle ist, dass Sie als angehende Experten Ihren Stoff beherrschen und die Mitschüler kompetent unterrichten können. Niemand schaut nach, wie gut Sie die Aufgaben gelöst haben. Sie kriegen keine Noten. Die Lernkontrolle ist nur als Hilfe für Sie da. Sie dürfen sie auch zwei- oder dreimal bearbeiten.

### Aufgaben

- 1) Ammoniak bildet den Ausgangsstoff vieler Stickstoffverbindungen. Nennen Sie deren drei.
- 2) Stellen Sie die korrekte Gleichung für die Ammoniaksynthese auf. Wie heisst dieses grosstechnische Verfahren? Geben Sie den Druck und die Temperatur an, die bei der Reaktion eingesetzt werden.
- 3) Erklären Sie in eigenen Worten die Bedeutung der Ammoniaksynthese. Betrachten Sie dabei vor allem den Aspekt des Stickstoffes. 2-3 Sätze sollten genügen.
- 4) Was bewirkt der Katalysator bei der Ammoniak-Synthese? 2-3 Sätze reichen aus.

## Lösungen zur Lernkontrolle für Gruppe 4

1) Hatten Sie Mühe drei Stickstoffverbindungen aufzuzählen? Dann lesen Sie nochmals den Anfang des Textes "*Ammoniakherstellung: Eine bedeutsame Synthese*".



Grosstechnisch: Haber-Bosch-Verfahren.

Temperatur: Ca. 450°C, Druck: 230 bis 330 bar.

3) Das Stickstoff-Molekül ist sehr reaktionsträge. Das Haber-Bosch-Verfahren ist heute die einzige praktische Möglichkeit, diese Reaktionsträgheit zu überwinden.

4) Da das N<sub>2</sub>-Molekül reaktionsträge ist, werden Katalysatoren eingesetzt. Diese erlauben, für die Synthese des Ammoniaks eine tiefere Temperatur einzusetzen. Das N<sub>2</sub> würde nämlich ohne Katalysator erst bei höherer Temperatur reagieren.

## **Minididaktik**

### **1. Uebersicht**

Geben Sie Ihren Mitschülern eine kurze Übersicht, was Sie ihnen vermitteln wollen. Schreiben Sie sich die zwei bis drei Sätze auf.

### **2. Was wissen oder können Ihre Zuhörer nachher**

Orientieren Sie sich nach den Lernzielen in Ihren Unterlagen. Sagen Sie Ihren Mitschülern, was sie nach der Unterrichtsrunde wissen und was sie nachher können müssen. Notieren Sie sich die zwei bis drei Lernziele im voraus.

### **3. Unterricht**

Den Unterricht haben Sie in der Expertenrunde vorbereitet. Achten Sie auf eine sinnvolle Gliederung des Stoffes. Sie haben ca. 15-20 Min. Zeit. Sie erklären den Mitschülern die erforderlichen Einzelheiten, die Ihnen wichtig erscheinen. Haben Sie ein Experiment vorbereitet? Dann rechnen Sie genügend Zeit dafür ein.

Haben Sie ein Arbeitsblatt geschrieben? Überladen Sie es nicht mit Informationen. Halten Sie es überschaubar, kurz und einfach.

### **4. Fragen beantworten**

Halten Sie noch Zeit frei, um Fragen der Mitschüler zu beantworten. Erklären Sie notfalls nochmals das Wichtigste. Der Dialog ist ein nicht zu unterschätzender Teil Ihres Unterrichtes.

### **5. Zusammenfassung**

Am Schluss fassen Sie das Wichtigste nochmals zusammen. Zwei bis drei Sätze reichen.

### **6. Allgemeines**

- Halten Sie sich in der Sprache so einfach wie möglich: Keine Fremdwörter.
- Sie kennen den Stoff. Vergessen Sie nicht, wie lange Sie zur Aufarbeitung gebraucht haben. Ihre Mitschüler wissen noch gar nichts darüber. Notieren Sie schwierige Sachverhalte schon im voraus mit ein, zwei Sätzen. So können Sie den schwierigen Teil des Stoffes klar und sauber erklären.
- Nur wenn Sie selbst den Stoff beherrschen, können Sie ihn richtig vermitteln.
- Machen Sie einen Zeitplan: Experimente, Fragen etc. brauchen oft mehr Zeit als geplant.

## Anhang 1: Test /Lehrer-Lernkontrolle

### Lehrertest Puzzle-Teil 1: Serie A

1) Die folgende Reaktion stehe im Gleichgewicht:



Chromat (gelb)

Dichromat (orange)

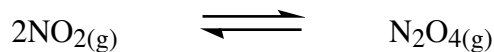
Sie erhöhen nun die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Konzentration.

Welche Farbe hat die Lösung? Erklären Sie in zwei bis drei Sätzen, warum die Lösung diese Farbe hat. (K3)

2) Es geht um die obige Reaktion. Sie betrachten die Lösung. Sie ist orange gefärbt. Nennen Sie die Massnahme, die Sie treffen können, um die Lösung gelb zu färben. Erklären Sie in 1-2 Sätzen warum?

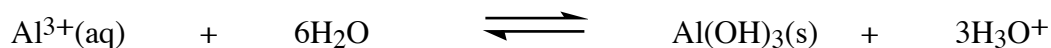
### Lehrertest Puzzle-Teil 2: Serie A

1) Sie kennen die Gleichgewichtsreaktion:



Auf welche Seite verschiebt sich das Gleichgewicht bei einer Druckerniedrigung? 2-3 Sätze als Antwort reichen. (K2)

2) Auf welche Seite wird das Gleichgewicht

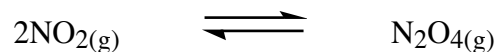


bei einer Druckerhöhung verschoben? 2-3 Sätze als Antwort reichen.(K3)

**Lehrertest Puzzle-Teil 3: Serie A**

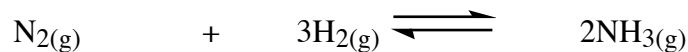
1) Das Gleichgewicht einer bestimmten Synthese liegt bei tieferen Temperaturen auf der rechten Seite. Wie bezeichnet man diese Reaktion? Wie heisst der Ausdruck für Reaktionen, die Energie brauchen?(K1)

2) Die folgende Reaktion ist exotherm. Wie verändert sich das Gleichgewicht mit zunehmender Temperatur? 2-3 Sätzen als Antwort reichen.(K2)

**Lehrertest Puzzle-Teil 4: Serie A**

1) Unter welchen Bedingungen läuft die Ammoniaksynthese am besten ab (Druck, Temperatur)? Sie müssen die Bedingungen nicht in Zahlen angeben. Ein Satz als Antwort reicht aus.(K1)

2) Normalerweise liegt die Reaktion beim Haber-Bosch-Verfahren im Gleichgewicht.



Es werden ca. 15% Ausbeuten an  $\text{NH}_3$  erreicht. Welche Massnahme wird getroffen, um einen vollständigen Umsatz zu erzielen? 2-3 Sätze reichen.(K2)



**Antworten Puzzle-Teil 1: Serie A**

- 1) Die Lösung wird orange. Das Überangebot an  $\text{H}_3\text{O}^+$  begünstigt die Hinreaktion. Die Chromationen werden vermehrt zu Dichromationen umgewandelt: das Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts.(1 Punkt)
- 2) Ich erniedrige die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Konzentration. Dies ist die einzige Möglichkeit. Eine Zugabe von Dichromationen erhöht zwar die Produktion der Chromationen. Aber die Eigenfarbe der zusätzlichen Dichromationen bleibt immer dominant(1Punkt)

**Antworten Puzzle-Teil 2: Serie A**

- 1) Nach links. Eine Druckerniedrigung ist für zwei Volumeneinheiten Gase gegenüber einer Volumeneinheit günstiger. Oder: Durch Druckerniedrigung wird die Bildung der Stoffe mit grösserem Volumen begünstigt.(1Punkt)
- 2) Wir erwarten keine wesentliche Veränderung! Druckänderungen haben nur auf Reaktionen mit Volumenänderung einen Einfluss. Bei dieser Reaktion sind keine Gase beteiligt.(1Punkt)

**Antworten Puzzle-Teil 3: Serie A**

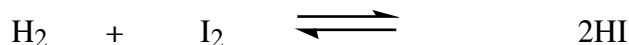
- 1) Eine exotherme Reaktion läuft besser bei niedriger Temperatur ab. Endotherme Reaktionen brauchen Energie.(1Punkt)
- 2) Die exotherme Reaktion ist eine Reaktion, bei der Wärme an die Umgebung freigesetzt wird. Temperaturerhöhung begünstigt aber die energiekonsumierende = endotherme Reaktion stärker. Mit zunehmender Temperatur wird sich das Gleichgewicht also nach links verschieben, weil die Gleichgewichtskonstante immer kleiner wird.(1Punkt)

**Antworten Puzzle-Teil 4: Serie A**

- 1) Unter hohem Druck und tiefer Temperatur. (1Punkt)
- 2)  $\text{NH}_3$  wird kontinuierlich dem System entzogen. So verschiebt sich das Gleichgewicht immer wieder nach rechts. Es bildet sich immer neues Ammoniak.(1Punkt)

**Lehrertest Puzzle-Teil 1: Serie B**

1) Sie betrachten folgende Reaktion im Gleichgewicht:



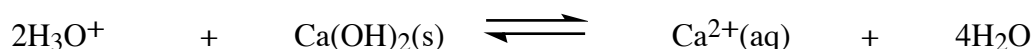
Wir haben für die obenstehenden Reaktionspartner folgende Gleichgewichtskonzentrationen:

$c(\text{H}_2)$ mol/l	$c(\text{I})$ mol/l	$c(\text{HI})$ mol/l
$1.8313 \cdot 10^{-3}$	$3.1291 \cdot 10^{-3}$	$17.671 \cdot 10^{-3}$
$3.5600 \cdot 10^{-3}$	$1.2500 \cdot 10^{-3}$	$15.588 \cdot 10^{-3}$
$4.5647 \cdot 10^{-3}$	$0.7378 \cdot 10^{-3}$	$13.544 \cdot 10^{-3}$

Berechnen Sie anhand des Massenwirkungsgesetzes die Gleichgewichtskonstante K.

Was fällt Ihnen auf? Formulieren Sie 2-3 Sätze.(K2)

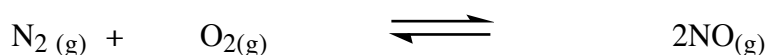
2) Sie haben folgendes Gleichgewicht:



Machen Sie einen Vorschlag, wie Sie das feste  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  lösen können. 2-3 Sätze reichen.(K3)

**Lehrertest Puzzle-Teil 2: Serie B**

1) Folgendes Gleichgewicht liegt vor:



Muss der Druck erhöht oder erniedrigt werden, um den Umsatz an NO zu steigern? 2-3 Sätze reichen.(K3)

2) Wir betrachten die Wirkung eines Druckanstieges im Gleichgewichtsgemisch von  $2\text{SO}_3(\text{g})$ ,  $2\text{SO}_2(\text{g})$  und  $\text{O}_2(\text{g})$ . Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Teilchen auf. Erklären Sie die Wirkung des Druckanstieges in 2-3 Sätzen.(K3)

**Lehrertest Puzzle-Teil 3: Serie B**

1) Für die exotherme Reaktion:

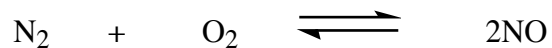


gilt das Massenwirkungsgesetz:

$$\frac{c(\text{SO}_3)^2}{c(\text{SO}_2)^2 \cdot c(\text{O}_2)} = K$$

Wie verändert sich die Gleichgewichtskonstante K bei einer Temperaturniedrigung? Bitte begründen Sie Ihre Meinung in 2-3 Sätzen.(K3)

2) Die folgende Reaktion ist endotherm. Wie verändert sich das Gleichgewicht mit zunehmender Temperatur? 2-3 Sätze als Antwort reichen.(K2)

**Lehrertest Puzzle-Teil 4: Serie B**

1) Warum ist hoher Druck günstig bei der Ammoniak-Synthese? 2-3 Sätze reichen aus.(K3)

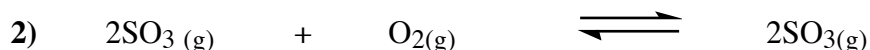
2) N<sub>2</sub> ist reaktionsträge. Für die Ammoniaksynthese sind aber tiefe Temperaturen günstig. Wie wird das Problem in der Praxis gelöst? 2-3 Sätze reichen( K2)

**Antworten Puzzle-Teil 1: Serie B**

- 1)  $K$  beträgt immer ca. 54.5. Die Gleichgewichtskonstante ist unabhängig von Konzentrationsänderungen im Gleichgewicht.(1 Punkt)
- 2) Das Gleichgewicht sollte nach rechts verschoben werden.  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$  ist löslich. Dies ist mit einer Erhöhung der  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Konzentration zu erreichen (Säurezugabe).(1Punkt)

**Antworten Puzzle-Teil 2: Serie B**

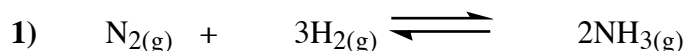
- 1) Eine Druckveränderung nützt hier nichts. Links und rechts der Gleichung stehen zwei Volumeneinheiten Gase. Dies ist demzufolge keine Reaktion mit Volumenänderung.(1Punkt)



Bei der Reaktion entstehen aus 3 Gasteilchen nur 2 Gasteilchen. Ein Druckanstieg verschiebt das Gleichgewicht nach rechts.(1Punkt)

**Antworten Puzzle-Teil 3: Serie B**

- 1) Eine Temperaturniedrigung begünstigt die exotherme Reaktion und verschiebt das Gleichgewicht also nach rechts. Die Konzentration von  $\text{SO}_3$  wird grösser; die Konzentrationen von  $\text{SO}_2$  und  $\text{O}_2$  werden kleiner.  $K$  wird deshalb einen grösseren Wert bekommen.(1Punkt)
- 2) Bei jeder endothermen Reaktion wird Wärme verbraucht. Eine Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme Reaktion. Das Gleichgewicht wird deshalb nach rechts verschoben.(1Punkt)

**Antworten Puzzle-Teil 4: Serie B**

Eine Druckerhöhung verschiebt das Gleichgewicht der Reaktion nach rechts. Dies ist günstig für die  $\text{NH}_3$ -Bildung. (1Punkt)

- 2) Es werden Katalysatoren eingesetzt. Diese ermöglichen die Reaktion bei einer Temperatur von schon  $450^\circ\text{C}$ . (1Punkt)

## Anhang 2: Verwendete Quellen für die Schüler

### Gruppe 1:

1) W.Botsch, E.Höfling, J. Mauch: Chemie in Versuch, Theorie und Uebung. Band 2. Frankfurt am Main; 1986, 16-18 und 21 (Diesterweg/Sauerländer)

### Gruppe 2:

1) M.Jäckel, K.T.Risch: Chemie heute, Sekundarbereich II. Hannover; 1988, 96 und 97 (Schroedel)

2) Leitprogramm: Chemische Gleichgewichte. Zürich; 1993, 3. Fassung, 43 und 45 (ETH Institut für Verhaltenswissenschaften)

3) W.Botsch, E.Höfling, J. Mauch: Chemie in Versuch, Theorie und Uebung. Frankfurt am Main; 1984, 2. Auflage, 205 (Diesterweg/Sauerländer)

4) E.Höfling, H.Menrad, C.Seidel, U.Schmid, W.Wagner: Unterrichtspraxis Chemie, Sekundarstufe I: Chemie und Technik: Salze-Redoxreaktionen-Metalle. Frankfurt am Main; 1984, 237 (Diesterweg)

### Gruppe 3:

1) H.R.Christen: Struktur-Stoff-Reaktion, Allgemeine und Anorganische Chemie, Sekundarstufe I. Frankfurt am Main; 1974, 241 (Diesterweg/Sauerländer)

2) M.Jäckel, K.T.Risch: Chemie heute, Sekundarbereich II. Hannover 1988; (Schroedel)

### Gruppe 4

1) H.R. Christen: Allgemeine Chemie. Aarau; 1977, 10. Auflage, 106-107(Diesterweg/Sauerländer)

2) W.Botsch, E.Höfling, J. Mauch: Chemie in Versuch, Theorie und Uebung. Frankfurt am Main; 1984, 2. Auflage, 206 (Diesterweg/Sauerländer)

3) M.Jäckel, K.T.Risch: Chemie heute, Sekundarbereich II. Hannover; 1988, 108-110 (Schroedel)

4) Elemente Chemie II, Unterrichtswerk für die Sekundarstufe II. Stuttgart, 1989, 1. Auflage, 178 (Ernst Klett)

### **Anhang 3: Zusatzmaterial für die Schüler, das die Lehrperson vorher bereitlegt**

**Gruppe 1:** Vier 100 ml Bechergläser, 20 ml Messzylinder, 0.01M Eisennitratlösung, 0.01M NaSCN-Lösung, 0.1M NaSCN-Lösung, NaOH-Plätzchen, Rührstab

**Gruppe 2:** 50 ml Kunststoff-Medizinalspritze, angebohrter Gummistopfen als Verschluss, 250 ml Becherglas, 100 ml Becherglas, Hahnenwasser, 0.1%-ige Bromthymolblauindikatorlösung (0.1g Substanz in 80 ml Wasser und 20 ml Ethanol), evtl. Pasteur Pipetten, CO<sub>2</sub>-Stahlflasche

**Gruppe 3:** 1M Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>-Lösung, 1M NaCl-Lösung, zwei 20 ml Messzylinder, zwei Reagenzgläser, Bunsenbrenner

**Gruppe 4:** keine

## Anhang 4: Von den Autoren benutzte Quellen

- 1) W.Botsch, E.Höfling, J. Mauch: Chemie in Versuch, Theorie und Uebung. Band 2. Frankfurt am Main; 1986, (Diesterweg/Sauerländer)
- 2) M.Jäckel, K.T.Risch: Chemie heute, Sekundarbereich II. Hannover; 1988, (Schroedel)
- 3) Leitprogramm: Chemische Gleichgewichte. Zürich; 1993, 3. Fassung, (ETH Institut für Verhaltenswissenschaften)
- 4) W.Botsch, E.Höfling, J. Mauch: Chemie in Versuch, Theorie und Uebung. Frankfurt am Main; 1984, 2. Auflage, (Diesterweg/Sauerländer)
- 5) E.Höfling, H.Menrad, C.Seidel, U.Schmid, W.Wagner: Unterrichtspraxis Chemie, Sekundarstufe I: Chemie und Technik: Salze-Redoxreaktionen-Metalle. Frankfurt am Main; 1984, (Diesterweg)
- 6) H.R.Christen: Struktur-Stoff-Reaktion, Allgemeine und Anorganische Chemie, Sekundarstufe I. Frankfurt am Main; 1974, (Diesterweg/Sauerländer)
- 7) H.R. Christen: Allgemeine Chemie. Aarau; 1977, 10. Auflage, (Diesterweg/Sauerländer)
- 8) Elemente Chemie II, Unterrichtswerk für die Sekundarstufe II. Stuttgart; 1989, 1. Auflage, (Ernst Klett)
- 9) Arnold Paeske: Das chemische Gleichgewicht. Münster; 1992, (Waxmann)