

Liebe Schülerinnen und Schüler des gA-Kurses Chemie,

ich hoffe, ihr habt die erste Woche Quarantäne gut überstanden. Von der Schulleitung gab es die Information, dass das Aufgabenpensum für die Oberstufe von vielen als zu hoch empfunden wird. Deshalb gibt es diese Woche nur die Musterlösung zum Vergleichen und der Zusatz von letzter Woche ist zu erledigen.

**Zusatz → Pflicht:** Zur Säure-Base-Theorie könnt ihr euch noch die folgenden Erklärvideos sowie den Versuch HCl + Wasser ansehen:

<https://www.youtube.com/watch?v=2IOEvq6WmV4>

<https://www.youtube.com/watch?v=UAacCg6Lz8c>

<https://www.youtube.com/watch?v=TCGa0a3WVBI>

Versuch: <https://www.youtube.com/watch?v=LkejDTL-0Q>

Bei Fragen könnt ihr euch jederzeit an folgende E-Mail-Adresse wenden:

[j.reger@goethegym.net](mailto:j.reger@goethegym.net)

Ich wünsche euch eine gute Zeit!  
Herzliche Grüße,  
Jutta Reger

## Musterlösungen

Aufgabenblatt:

Machen Sie Vorschläge, wie Sie folgende im Gleichgewicht befindlichen Systeme möglichst vollständig zugunsten der rechts stehenden Produkte verschieben können.

- a)  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s})$ ; endotherm  
b)  $2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
c)  $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$   
d)  $3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ ; exotherm

*Musterlösung:*

a) Druck erniedrigen; Temperatur erhöhen;  $\text{CO}_2$ -Entzug

b) saure Lösung hinzu geben; z. B. Zugabe von Schwefelsäure-Lösung → Ausfällung von schwer löslichem  $\text{CaSO}_4$  → Entzug  $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen; Wasserentzug

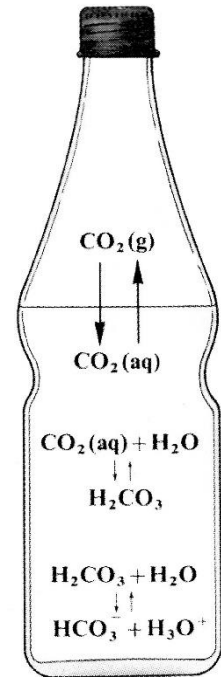
c) alkalische Lösung hinzu geben → Entzug von  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen durch Neutralisation; Edukte hinzu geben

d) Druck erhöhen, Temperatur erhöhen; Edukte hinzu geben; Produkt in Wasser lösen → Entzug

# Chemisches Gleichgewicht in der Sprudelflasche

Die Sprudelflasche stellt ein geschlossenes System dar, in dem sich Gleichgewichte eingestellt haben.

- Das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser ist ein exothermer, das Entweichen des Gases aus der Lösung ein endothermer Vorgang. Wie verändern sich die Gleichgewichte bei einem Temperaturwechsel in der Umgebung der Flasche?
- Was geschieht nach dem Öffnen der Flasche? Begründung?
- In welches System müsste man die Sprudelflasche verwandeln, damit nach Einstellung der Gleichgewichte diese völlig unveränderlich bleiben?



## Musterlösung:

a) *Temperaturerhöhung* → Verschiebung des Gleichgewichts in Richtung der endothermen Reaktion → mehr  $\text{CO}_2$  in der Gasphase → höherer Druck  
*Temperaturerniedrigung* → Verschiebung des Gleichgewichts in Richtung der exothermen Reaktion → mehr  $\text{CO}_2$  gelöst → geringerer Druck

b)  $\text{CO}_2$  entweicht → Entzug → GG verschiebt sich zugunsten  $\text{CO}_2$  in der Gasphase bis schließlich kaum noch  $\text{CO}_2$  gelöst ist

c) Man unterscheidet folgende Systeme:

- Offenes System: Stoff- und Energieaustausch
- Geschlossenes System: nur Energieaustausch
- Abgeschlossenes System: kein Austausch

Im abgeschlossenen System bleiben chemische Gleichgewichte unverändert.

## 1. Höhen-Akklimatisierung

Hochgebirgstouren sind eine beliebte Freizeitbeschäftigung. Jährlich wollen Tausende von Touristen den Kilimandscharo besteigen, doch trotz kundiger Führer und Träger erreichen viele den Gipfel nicht. Grund dafür ist die sogenannte „Höhenkrankheit“, die sich ab etwa 4000 m über dem Meeresspiegel bemerkbar macht. Symptome der Höhenkrankheit sind Übelkeit, starke Kopfschmerzen und Atemnot, die durch eine Mangelversorgung des Körpers mit Sauerstoff ausgelöst werden. Mit zunehmender Höhe fällt der Luftdruck ab, damit verringert sich auch die Sauerstoffkonzentration im Blut. Der Blutfarbstoff Hämoglobin („Hb“) kann bei dem geringen Partialdruck von Sauerstoff, z. B. in großer Höhe nur wenig Sauerstoff binden. Dabei stellt sich das folgende Gleichgewicht ein:



Liegt bei geringem Luftdruck nur wenig  $\text{HbO}_2$  vor, kommt es zu einer Unterversorgung von Organen und Muskeln mit Sauerstoff und damit verbunden zu den oben erwähnten Symptomen der Höhenkrankheit. Menschen, die sich über einen längeren Zeitraum in hoch gelegenen Gebieten aufhalten oder dort leben, haben keine Probleme mit dem geringen Luftdruck und der Sauerstoffaufnahme ins Blut, denn der Körper reagiert schon nach kurzer Zeit auf den geringeren Sauerstoffgehalt.

**Aufgaben:** a) Erklären Sie anhand der Reaktionsgleichung den Grund für die Sauerstoffmangelversorgung in großer Höhe. Argumentieren Sie mit dem Prinzip von *Le Chatelier*.

*Musterlösung:*

*Nimmt der Druck ab, so erniedrigt sich auch die Sauerstoffkonzentration. Das Edukt Sauerstoff wird also dem Gleichgewicht entzogen. Das Gleichgewicht verlagert sich dadurch nach links und es ist weniger von dem lebensnotwendigen  $\text{HbO}_2$  vorhanden.*

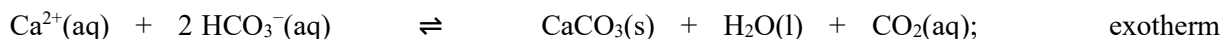
b) Manche Spitzensportler trainieren vor wichtigen Wettkämpfen für einige Wochen in sehr hoch gelegenen Gebieten. Dadurch sind sie beim Wettkampf in tiefer liegenden Gegenden meist leistungsfähiger. Stellen Sie anhand der Reaktionsgleichung Hypothesen auf, wie der Körper sich beim Höhentaining auf das konstant geringe Sauerstoffangebot einstellt und diskutieren Sie, wie es zur Leistungssteigerung kommt.

*Musterlösung:*

*Da die  $\text{O}_2$ -Konzentration geringer ist, kann nur durch eine Erhöhung des anderen Edukts, also Hb, eine Verschiebung des Gleichgewichts zugunsten des lebensnotwendigen  $\text{HbO}_2$  erfolgen. Aus diesem Grund produziert der Körper mehr Hämoglobin und der Hämoglobin-Gehalt des Blutes steigt. Dadurch ist der Körper in tiefer liegenden Gebieten viel leistungsfähiger, da nun bei gegebenem  $\text{O}_2$ -Gehalt deutlich mehr  $\text{HbO}_2$  vorliegt als üblich. Allerdings hält der Effekt nicht lange an. Beim Blutdoping spendet man sich körpereigenes Blut, das nach dem Höhentaining entnommen wurde und damit mehr Hb enthält.*

## 2. Bildung von Kesselstein

Kalkablagerungen in Kochtöpfen, Wasserkochern oder an Duschwänden sind lästige Begleiterscheinungen im Alltag. Sie stören nicht nur wegen ihres Aussehens, sondern vor allem deshalb, weil sie die Wärmeleitfähigkeit von Kochgefäßen verschlechtern. Für die Bildung des sogenannten „Kesselsteins“ sind sehr komplexe Vorgänge verantwortlich, die im Folgenden in vereinfachter Weise dargestellt werden. Kesselstein bildet sich vor allem in „hartem Wasser“. Im Wasser gelöste Erdalkalimetall-Ionen, wie Calcium- ( $\text{Ca}^{2+}$ ) und Magnesium-Ionen ( $\text{Mg}^{2+}$ ) sind hauptsächlich für die Wasserhärte verantwortlich. Daneben liegen vor allem Hydrogencarbonat-Ionen ( $\text{HCO}_3^-$ ) vor. Das auch als „Kesselstein“ bezeichnete, schwer lösliche Calciumcarbonat („Kalk“) bildet sich bevorzugt in warmem Wasser. Die folgende chemische Gleichgewichtsreaktion beschreibt diesen Vorgang:



### **Aufgabe:**

Erklären Sie anhand der Gleichgewichtsreaktion, warum es bei höherer Temperatur zur Bildung von „Kesselstein“ kommt. Berücksichtigen Sie dabei auch die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Abhängigkeit von der Temperatur.

*Musterlösung:*

*Eigentlich würde man erwarten, dass bei Temperaturerhöhung die endotherme Reaktion bevorzugt abläuft und es dadurch zu einer Verschiebung des Gleichgewichts nach links kommt. Allerdings handelt es sich hier um ein offenes, nicht um ein geschlossenes System. Bei Erhöhung der Temperatur löst sich  $\text{CO}_2$  schlechter in Wasser (siehe Aufgabe Sprudelflasche) und entweicht. Dies führt zu einer Verschiebung der Gleichgewichtslage nach rechts und damit zur Bildung von Kesselstein. Dieser Effekt überlagert den erst genannten Temperatureffekt, der nur in einem geschlossenen System zu beobachten wäre.*