

# Musterlösung Ggw01

Prinzip von Le Chatelier – Verschiebung chemischer Gleichgewichte

## Aufgaben

1) **Erläutere** den oben aufgeführten Ausdruck zum *Prinzip von Le Chatelier* in eigenen Worten.

**Gehe** dabei insbesondere auf die folgenden Begriffe **ein**:

*System, Gleichgewicht, Änderung äußerer Bedingungen, Zwang*

### System:

Gehen wir davon aus, dass wir eine chemische Reaktion, z.B. die Veresterung haben, dann besteht unser System aus der Hinreaktion (Veresterung) und der Rückreaktion (Esterhydrolyse), die beide gleichzeitig ablaufen.

### Gleichgewicht

Da sich die Reaktion im Gleichgewicht befindet, laufen Hin- und Rückreaktion gleichschnell ab und es kommt zu keiner sichtbaren Konzentrationsveränderung von Edukten und Produkten mehr.

### Änderung äußerer Bedingungen

**Wenn** sich für unser Reaktionssystem nun die äußeren Bedingungen ändern, d.h. entweder die Temperatur steigt oder fällt, die Konzentration von Edukten ODER Produkten verändert wird oder sich der Druck, unter dem die Reaktion durchgeführt wird, ändert, **dann** verschiebt sich das Gleichgewicht so, dass die Änderung der äußeren Bedingungen möglichst ausgeglichen wird.

### Zwang

Bei einer **Temperaturerhöhung** wird also **die Reaktion begünstigt, bei der Temperatur verbraucht wird**. Wenn die **Temperatur sinkt**, wird **die Reaktion begünstigt, die mehr Wärme produziert**.

Wenn **die Konzentration eines der Edukte erhöht wird**, wird die Reaktion gefördert, **die Edukte verbraucht (Hinreaktion)**. Wenn die **Konzentration eines der Produkte erhöht wird**, wird die **Rückreaktion gefördert, weil sie Produkte verbraucht**.

**Wenn** der **äußere Druck erhöht** wird, **dann** wird das Gleichgewicht so angepasst, dass **weniger Gasteilchen vorhanden sind, da diese den meisten Platz benötigen**. Insgesamt ist die Veränderung des Drucks nur dann relevant, wenn es um Reaktionen von Gasteilchen geht.

**Wenn** sich also äußere Bedingungen für eine Reaktion ändern, **dann** muss sich das Gleichgewicht neu einstellen und zwar so, dass die neuen Bedingungen möglichst gut ausgeglichen werden.

## Musterlösung Ggw01

- 2) **Deute** die Versuchsbeobachtungen des durchgeführten Versuchs bei [https://www.youtube.com/watch?v=qbQn93\\_Aax4&feature=youtu.be](https://www.youtube.com/watch?v=qbQn93_Aax4&feature=youtu.be) fachsprachlich angemessen.

Im Experiment wird die Spaltung von farblosem  $\text{N}_2\text{O}_4$  zu braunem  $\text{NO}_2$  durchgeführt. Es ist zu erkennen, dass die drei vorgestellten Ampullen bei Raumtemperatur mit einem gelb/bräunlichen Gas gefüllt sind, was aufgrund der Farbe auf die Anwesenheit von Stickstoffdioxid ( $\text{NO}_2$ ) hinweist.

Nachdem die äußeren Bedingungen durch die Temperatur verändert wurden, zeigt sich, dass sich das Gas in der Ampulle, die in Eiswasser gegeben wurde, entfärbt. Dies deutet darauf hin, dass nun deutlich mehr farbloses Distickstofftetraoxid ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ) als braunes Stickstoffdioxid ( $\text{NO}_2$ ) vorliegt.

Das Gas in der Ampulle, die in heißes Wasser gegeben wurde, färbt sich hingegen deutlich braun. Dies deutet darauf hin, dass nun deutlich mehr braunes Stickstoffdioxid ( $\text{NO}_2$ ) als farbloses Distickstofftetraoxid ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ) vorliegt.

Die Versuchsbeobachtungen lassen vermuten, dass die Bildung von  $\text{NO}_2$  aus  $\text{N}_2\text{O}_4$  endotherm verläuft. Das bedeutet, dass für diese Reaktion Energie (hier Wärme) aufgebracht werden muss, damit sie ablaufen kann. Wenn dem System nun von außen mehr Wärme zugeführt wird, dann verschiebt sich das Gleichgewicht so, dass mehr Wärme verbraucht wird. Somit entsteht mehr  $\text{NO}_2$ .

Entsprechend muss die Bildung von  $\text{N}_2\text{O}_4$  aus  $\text{NO}_2$  exotherm verlaufen, da durch eine äußere Temperaturabsenkung die Reaktion gefördert wird, bei der die meiste Energie freigesetzt wird.

## Musterlösung Ggw01

- 3) **Erläutere** den Zusammenhang zwischen chemischem Gleichgewicht und Reaktionsgeschwindigkeit.

Die Reaktionsgeschwindigkeit  $v$  ist die Veränderung der Konzentration von Stoffen, die an der Reaktion beteiligt sind pro Veränderung der Zeit.

$$v = \frac{|\Delta c|}{\Delta t}$$

Die Reaktionsgeschwindigkeit muss immer für eine einzelne Reaktion betrachtet werden.

Das bedeutet, dass wir in einem chemischen Gleichgewicht eine Geschwindigkeit für die Hinreaktion ( $v_{\text{Hin}}$ ) und eine Geschwindigkeit für die Rückreaktion ( $v_{\text{Rück}}$ ) feststellen können.

Wenn die Reaktion im Gleichgewichtszustand liegt, dann sind die Reaktionsgeschwindigkeit von Hin- und Rückreaktion gleich (also  $v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$ ). Also sind auch die

Konzentrationsveränderungen der Stoffe (Edukte und Produkte) gleich.

Zu Beginn der Reaktion liegen jedoch nur Edukte vor, weshalb die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion ( $v_{\text{Hin}}$ ) deutlich größer ist, als die Reaktionsgeschwindigkeit der Rückreaktion ( $v_{\text{Rück}}$ ).

Je mehr Edukte verbraucht werden, desto langsamer läuft die Hinreaktion ab, weil die Konzentration der Edukte ja nun geringer ist und deshalb keine so großen

Veränderungen mehr stattfinden, und desto schneller läuft dann die Rückreaktion ab. Die Reaktionsgeschwindigkeiten gleichen sich immer weiter an, bis der Gleichgewichtszustand erreicht ist.