

Lösung zum Kapiteltest 4.1

- a) Bei höherer Temperatur steht mehr Wärmeenergie zur Bildung von energiereicheren Stoffen zur Verfügung. Nach Le Chatelier weicht das Gleichgewicht überschüssiger Wärme aus, indem Wärmeenergie in chemische Energie (Bildung von energiereicheren chemischen Bindungen, d. h. von energiereicheren Stoffen) umgewandelt wird, wodurch Wärme entzogen wird.

Die energiekonsumierende Rückreaktion, d. h., die endotherme Reaktion, welche zum energiereicheren Edukt NO_2 führt, profitiert folglich mehr als die exotherme Hinreaktion, welche ja bloss Aktivierungsenergie benötigt. Das Gleichgewicht verschiebt sich also nach links, wodurch mehr NO_2 entsteht.

- b) Das CO-Gas sollte rasch abgeführt, d. h. abgesaugt werden.

Begründung (Variante 1): Wenn im Reaktionsgemisch durch Absaugen des Gases kaum mehr CO vorhanden ist, kann keine Rückreaktion ablaufen, da die Wahrscheinlichkeit, dass CaC_2 auf ein CO-Molekül trifft, drastisch reduziert ist. Dadurch wird sämtliches CaO zu CaC_2 umgesetzt.

Begründung (Variante 2): Wenn man das CO-Gas nicht absaugt, erhöht sich der Systemdruck (Gasdruck): Je mehr CO-Moleküle im gleichen Volumen (gegeben durch das Reaktionsgefäss) da sind, desto mehr Stösse üben diese Teilchen auf die Wände des Reaktionsgefässes aus; der Druck nimmt zu.

Das Gleichgewichtssystem versucht dann jedoch gemäss Le-Chatelier-Prinzip, den Druck wieder zu verringern, und zwar indem es jene Reaktion (Hin- oder Rückreaktion) bevorzugt, die zu einer geringeren Anzahl Gasteilchen im System führt. Auf der linken Seite der Reaktionsgleichung befinden sich 0 Gasteilchen, auf der rechten Seite 1 Gasteilchen (Achtung: Nur Gase bewirken nach allen Seiten des Raums einen Druck.). Das System reagiert folglich nach links, weil durch die Reaktion von CO und CaC_2 die CO_2 -Konzentration und damit auch der Druck wieder abnimmt. Dies ist jedoch unerwünscht, wenn man möglichst viel CaC_2 (rechte Seite) herstellen möchte. Deshalb macht man das Gegenteil, d. h., man senkt den Gasdruck durch Absaugen des CO-Gases.

- c) Das Gleichgewichtssystem versucht bei Erhöhung der Konzentration eines Stoffs, diese Konzentration durch Reaktion dieses Stoffs mit einem zweiten wieder zu verringern (Le-Chatelier-Prinzip).

Wenn die Konzentration von H_3O^+ steigt, verringert das Gleichgewichtssystem die Konzentration von H_3O^+ durch die Rückreaktion von H_3O^+ mit Indikator⁻, weil die Wahrscheinlichkeit, dass ein Indikator⁻-Molekül auf ein H_3O^+ -Molekül trifft, erhöht ist. Dadurch entstehen mehr Edukte, also Indikator-H (und H_2O): Die Lösung zeigt stärker die Farbe der Substanz Indikator-H (falls man in der Nähe des Umschlagpunkts des Indikators ist). Das Gleichgewicht verschiebt sich also nach links.

Man kann auch mit der Gleichgewichtskonstante K (die hier gleich bleiben muss) argumentieren:

$$K = \frac{c(\text{Indikator}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{Indikator-H}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Wenn der Zähler durch höhere H_3O^+ -Konzentration wächst, muss auch der Nenner grösser werden; $c(\text{Indikator-H})$ muss ansteigen.