

## Drill&Practice: Reaktionsgeschwindigkeit und MWG

1. Die Reaktionsgeschwindigkeit der Hin- und Rückreaktion einer Reaktion  $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2 AB$  ist abhängig von den jeweiligen Konzentrationen der Edukte bzw. der Produkte.

- a) Notieren Sie die Geschwindigkeitsausdrücke für die Hin- und für die Rückreaktion.

$$v_H = k_H \cdot c(A_2) \cdot c(B_2); v_R = k_R \cdot c^2(AB)$$

- b) Geben Sie die Stoffe  $A_2$  und  $B_2$  zusammen und lassen Sie reagieren. Im Verlauf der Reaktion bis zum Erreichen des Gleichgewichts ändern sich die Konzentrationen, also muss sich zwangsläufig auch die Reaktionsgeschwindigkeit ändern [siehe a)].

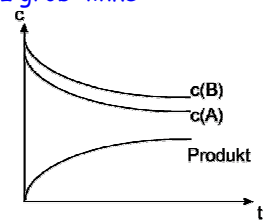
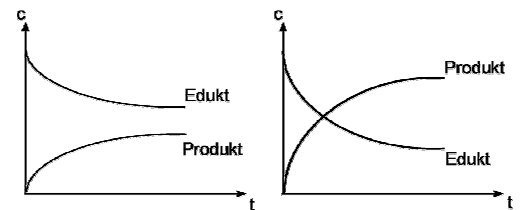
Zeichnen Sie graphisch den Verlauf der Änderung der Konzentration der Edukte und Produkte in einem Konzentrations/Zeit-Diagramm.

Zeichnen Sie den Verlauf der Änderung der Reaktionsgeschwindigkeit der Hin- und Rückreaktion in einem Reaktionsgeschwindigkeits/Zeit-Diagramm.

Zeichnen Sie *halbquantitativ* (nimmt zu, nimmt ab, bleibt konstant). Tragen Sie die Zeit auf der x-Achse ein.

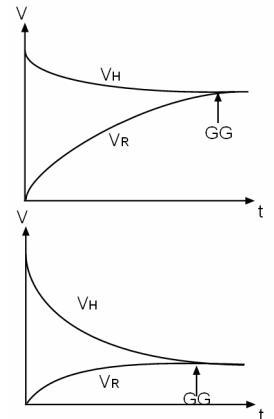
Der Verlauf der Konzentration der Edukte und Produkte ist bei beiden Graphiken gleich. Die Produkte sind am Anfang, also bei  $t = 0$  noch nicht existent  $c(\text{Produkte}) = 0$ . Daher starten die Kurven bei null. In der rechten Zeichnung wird angenommen, dass die Startkonzentrationen der Edukte gleich sind:  $c(A_2) = c(B_2)$ . Ist das Gleichgewicht erreicht, dann ändert sich die Konzentration der Produkte und Edukte nicht mehr.  $\Delta c(\text{Produkte}) = \Delta c(\text{Edukte}) = 0$ . Ob sich die Kurven schneiden oder nicht, liegt daran, ob das Gleichgewicht auf der linken oder auf der rechten Seite liegt. Ganz grob: linke Zeichnung  $\rightarrow$  mehr Edukte als Produkte (GG links), rechte Zeichnung  $\rightarrow$  mehr Produkte als Edukte (GG rechts). Es sei noch einmal betont, dass die Argumentation eigentlich falsch ist, denn GG links bedeutet

$c(A_2) \cdot c(B_2) > c^2(AB)$  und GG rechts bedeutet  $c(A_2) \cdot c(B_2) < c^2(AB)$ . Ist die  $c(A_2) \neq c(B_2)$ , dann müssen natürlich 2 Kurven für die Edukte gezeichnet werden. Der Kurvenverlauf ist parallel, da 1  $A_2$  mit 1  $B_2$  reagiert.



### Reaktionsgeschwindigkeits/Zeit Diagramm

Um die Sache nicht unnötig zu verkomplizieren, nehmen wir wieder an, dass die Eduktkonzentrationen gleich sind  $c(A_2) = c(B_2)$ . Da die Reaktionsgeschwindigkeiten mathematisch mit den Konzentrationen zusammenhängen, errechnet sich z.B. für  $t = 0$  ein  $v_R = 0$  (da  $c(AB) = 0$ ). Somit sehen die  $v/t$  Diagramme den  $c/t$  Diagrammen sehr ähnlich, ausser dass sich die Kurven zwingend treffen müssen, denn im Gleichgewicht ist  $V_H = V_R$ . Der Verlauf der Reaktionsgeschwindigkeit ist aber auch von den Konstanten  $k_H$  und  $k_R$  abhängig, die sich in den meisten Fällen unterscheiden (Im Modell Schöpfen ist das der Durchmesser der Heber). Daher ist nicht einfach so abzuschätzen, wie der Kurvenverlauf genau aussieht (oberes oder unteres Diagramm).



2. Die Gleichgewichtskonstante  $K$  ist keine Naturkonstante. Sie ist variabel. Von was ist sie abhängig?

$K$  ist abhängig von der Reaktion selbst und von der Temperatur, also für eine gegebene Reaktion einzig und allein von der Temperatur.

3. Eines der am besten untersuchten Gleichgewichte ist das Jodwasserstoffgleichgewicht  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$

Bei den Untersuchungen wurden genau abgemessene Mengen an Wasserstoff und Iod zur Reaktion gebracht und bei einer bestimmten Temperatur die Konzentrationen aller Komponenten im Gleichgewicht bestimmt. Das gleiche wurde in Parallelversuchen ausgehend von einer genau abgemessenen Menge Iodwasserstoff gemacht. Bei 700 K ergaben sich folgende Werte:

Gleichgewichtskonzentrationen			
Versuchsnummer	c(HI) mol·L <sup>-1</sup>	c(I <sub>2</sub> ) mol·L <sup>-1</sup>	c(H <sub>2</sub> ) mol·L <sup>-1</sup>
Bildung von Iodwasserstoff			
1	17.67 · 10 <sup>-3</sup>	3.13 · 10 <sup>-3</sup>	1.83 · 10 <sup>-3</sup>
2	16.48 · 10 <sup>-3</sup>	1.71 · 10 <sup>-3</sup>	2.91 · 10 <sup>-3</sup>
3	13.54 · 10 <sup>-3</sup>	0.74 · 10 <sup>-3</sup>	4.56 · 10 <sup>-3</sup>
Zerfall von Iodwasserstoff			
4	3.54 · 10 <sup>-3</sup>	0.48 · 10 <sup>-3</sup>	0.48 · 10 <sup>-3</sup>
5	8.41 · 10 <sup>-3</sup>	1.14 · 10 <sup>-3</sup>	1.14 · 10 <sup>-3</sup>

- a) Berechnen Sie in allen Versuchen die Gleichgewichtskonstante K.

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

$$K = 54.51 \quad 54.57 \quad 54.33 \quad 54.39 \quad 54.42$$

Die Werte für K sind immer gleich, da die Temperatur immer konstant gehalten wird. Es ist völlig egal von welchen Konzentrationen aus man startet. K ist nicht abhängig von den Ausgangskonzentrationen.

- b) Was lässt sich aus den Rechnungen erkennen.

Der Vergleich der Werte der absoluten Konzentrationen der einzelnen Komponenten zeigt wenig direkt Vergleichbares. Ganz anders die Gleichgewichtskonstante K. Sie ist bei Bildung wie auch Zerfall von Iodwasserstoff immer gleich, da sich unabhängig vom Start der Reaktion immer das identische Gleichgewicht einstellt.

4. Beim Erhitzen von  $22.37 \cdot 10^{-3}$  mol Wasserstoff und  $5.22 \cdot 10^{-3}$  mol Iod auf 721 K tritt ein Gleichgewicht ein, wenn sich  $10.2 \cdot 10^{-3}$  mol HI gebildet haben. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K.

Die Aufgabe wirkt simpler, als sie eigentlich ist, denn es werden die Startmengen von Wasserstoff und Iod geliefert, sowie die Gleichgewichtsmolzahl von HI. Damit müssen die Molzahlen von Wasserstoff und Iod *im Gleichgewicht* erst noch ermittelt werden. Die Reaktionsgleichung  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$  zeigt, dass für 2 gebildete HI Teilchen je 1 Teilchen I<sub>2</sub> bzw. H<sub>2</sub> verschwinden, also nur die Hälfte.

Komponente	Ausgangszustand mol	GG mol
H <sub>2</sub>	$22.37 \cdot 10^{-3}$	$22.37 \cdot 10^{-3} - 5.1 \cdot 10^{-3}$
I <sub>2</sub>	$5.22 \cdot 10^{-3}$	$5.22 \cdot 10^{-3} - 5.1 \cdot 10^{-3}$
HI	0	$10.2 \cdot 10^{-3}$

Zur Erläuterung: Wenn Sie 10 Velos auseinander nehmen, dann werden dabei 10 Rahmen und 20 Räder erzeugt. In der gleichen Zeit werden also doppelt so viel Räder wie Rahmen erzeugt. Diese Idee lässt sich auf die Reaktionsgleichung anwenden. Wenn  $10.2 \cdot 10^{-3}$  mol HI gebildet wurden, dann lässt sich aus der Reaktionsgleichung entnehmen [ $1 \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ ], dass für nur  $5.1 \cdot 10^{-3}$  H<sub>2</sub> oder I<sub>2</sub> verbraucht werden. Daher ist die mol I<sub>2</sub> und H<sub>2</sub> nur halb so gross wie die mol HI.

$$K = \frac{c^2(\text{HI})}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)} = 50.2$$

Die Gleichgewichtskonstante K muss der obigen Aufgabe ähnlich sein, da der Temperaturunterschied von 700 K zu 721 K nur gering ist.