

# Das Iod-Verteilungs- gleichgewicht



Ein problemorientierter Zugang zum chemischen Gleichgewicht zur Schulung  
der naturwissenschaftlichen Arbeitsweise im Chemieunterricht

HOLGER FLEISCHER

## Online-Ergänzung

## Online-Ergänzung zum Manuskript

### Das Iod-Verteilungsgleichgewicht

Ein problemorientierter Zugang zum chemischen Gleichgewicht zur Schulung der naturwissenschaftlichen Arbeitsweise im Chemieunterricht

HOLGER FLEISCHER

#### 6 Experimenteller Teil

##### 6.1 Herstellung der Lösungen

**Reinigung von Iod durch Sublimation:** Zur Herstellung der Iod-Lösungen wird frisch sublimiertes Iod verwendet. Dazu werden 5,0 g Iod, 2,0 g Calciumoxid und 1,0 g Kaliumiodid im Mörser gemischt und in ein Becherglas (250 ml) gefüllt. Das Becherglas wird auf eine Heizplatte gestellt (→ Abzug!) und seine Öffnung mit einem Rundkolben (100 ml), der mit Eis und Wasser gefüllt ist, verschlossen. (SCHULZE & SIMON, 1986) Das frisch sublimierte Iod wird umgehend weiter verwendet.

**Herstellung einer wässrigen Kaliumiodid-Lösung:** 16,600 g Kaliumiodid wird in ca. 200 ml demineralisiertem Wasser gelöst, die Lösung mit demineralisiertem Wasser auf 1 l aufgefüllt und homogenisiert.

$$c(\text{I}^-) = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

**Herstellung der Iod-Kaliumiodid-Lösung (Lösung I):** 0,254 g Iod wird in ca. 50 ml Kaliumiodid-Lösung ( $c(\text{I}^-) = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ) gelöst, die Lösung mit Kaliumiodid-Lösung auf 100 ml aufgefüllt und homogenisiert.

$$c_0(\text{I}_2(\text{aq, ges})) = 10,0 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$$

**Herstellung der Iod-Lösung in Heptan (Lösung II):** 0,253 g Iod wird in ca. 50 ml Heptan gelöst, die Lösung mit Heptan auf 100 ml aufgefüllt und homogenisiert.

$$c_0(\text{I}_2(\text{Heptan})) = 10,0 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$$

**Herstellung der Natriumthiosulfat-Lösung:** 2,482 g Natriumthiosulfat-Pentahydrat wird in ca. 100 ml demineralisiertem Wasser gelöst, die Lösung mit demineralisiertem Wasser auf 1 l aufgefüllt und homogenisiert.

$$c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 10,0 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$$

##### 6.2 Bestimmung der Iod-Konzentrationen

**Allgemeine Durchführung:** Zur Bestimmung der Iod-Konzentrationen werden jeweils 1,00 ml der zu bestimmenden Lösung (Messpipette, 1 ml,  $\pm 0,01$  ml) und 3 Tropfen Amylose-Lösung ( $w = 1\%$ ) vorgelegt. Um den Übergang des Iods aus der Heptan-Lösung in die wässrige Lösung zu fördern, wird in diesem Fall noch 5 ml der Kaliumiodid-Lösung (Messpipette, 10 ml,  $\pm 0,1$  ml) zugesetzt. Die Natriumthiosulfat-Maßlösung wird aus einer Bürette (5 ml,  $\pm 0,01$  ml)

bis zur Entfärbung der blauen Lösung tropfenweise zugegeben. Das bis zum Äquivalenzpunkt verbrauchte Volumen der Natriumthiosulfat-Maßlösung wird als  $V(\text{Maßlösung})$  bezeichnet. Zur Berechnung der Iod-Konzentrationen wird ein Titer  $t = 1$  für die Natriumthiosulfat-Lösung angenommen. Zur Berechnung des Konzentrationsquotienten,  $c(\text{I}_2(\text{Heptan})) : c(\text{I}_2(\text{aq, ges}))$  werden die Mittelwerte der Iod-Konzentrationen in den jeweiligen Phasen verwendet.

**Versuch 1:** Überprüfung der Iod-Konzentrationen von Lösung I und Lösung II

**Durchführung:** Lösung I bzw. Lösung II werden wie in der allgemeinen Durchführung beschrieben titriert.

**Auswertung:** 1,00 ml Lösung I und 1,00 ml Lösung II verbrauchen bis zum Äquivalenzpunkt jeweils 1,96 ml (theoretisch: 2,00 ml) der Natriumthiosulfat Lösung. Eine plausible Erklärung für die geringe Abweichung ist ein Fehler bei der Einwaage des Iods durch dessen Flüchtigkeit.

**6.3 Experimente zum Verteilungsgleichgewicht des Iods**

**Versuch 2:** Iod-Verteilung zwischen

- a) Lösung I und Heptan,
- b) Lösung II und Kaliumiodid-Lösung und
- c) Lösung I und Lösung II ( $v = 18^\circ\text{C}$ ).

**Durchführung:** Jeweils 5 ml der beiden Phasen werden durch Schütteln miteinander gemischt, um das Verteilungsgleichgewicht einzustellen. Die Bestimmung der Iod-Konzentration erfolgt gemäß der Beschreibung in Kapitel 6.2, wobei aus jeder Phase zwei Proben titriert werden.

**Auswertung:**

	Iod-Lösung in Heptan		Iod-Kaliumiodid-Lösung		$\frac{c(\text{I}_2(\text{Heptan}))}{c(\text{I}_2(\text{aq, ges}))}$
	$V(\text{Maßlösung})$	$c(\text{I}_2(\text{Heptan}))$	$V(\text{Maßlösung})$	$c(\text{I}_2(\text{aq, ges}))$	
Lösung I (5 ml) & Heptan (5 ml)	0,64 ml	$3,2 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	1,34 ml	$6,8 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,47
	0,63 ml	$3,2 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	1,34 ml	$6,8 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	
Lösung II (5 ml) & KI-Lösung (5 ml)	0,62 ml	$3,1 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	1,37 ml	$6,9 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,45
	0,59 ml	$3,0 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	1,32 ml	$6,6 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	
Lösung I (5 ml) & Lösung II (5 ml)	1,24 ml	$6,2 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	2,52 ml	$12,6 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,50
	1,21 ml	$6,1 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	2,43 ml	$12,2 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	

*Tab. 2: Ergebnisse zur Iod-Verteilung zwischen Lösung I und Heptan, zwischen Lösung II und Kaliumiodid-Lösung bzw. zwischen Lösung I und Lösung II ( $v = 18^\circ\text{C}$ ).*

Die Werte in den beiden ersten Zeilen von Tabelle 2 zeigen, dass die Gleichgewichtskonzentrationen des Iods unabhängig davon sind, in welcher Phase das Iod vor der Verteilung gelöst war.  $c(\text{I}_2(\text{aq, ges}))$  ist mehr als doppelt so groß wie  $c(\text{I}_2(\text{Heptan}))$ , so dass die Auffassung, im Gleichgewicht lägen gleiche Konzentrationen vor, nicht unterstützt wird. Die Verdopplung der Iod-Stoffmenge im Verteilungsexperiment zwischen Lösung I und Lösung II führt zu ei-

nem – nahezu – gleich großen Konzentrationsquotienten (rechte Spalte), der im Gleichgewicht eine Konstante des Systems ist.

**Versuch 3:** Einmalige Extraktion mit 10 ml Extraktionsmittel vs zweimalige Extraktion mit jeweils 5 ml Extraktionsmittel ( $v = 18^\circ\text{C}$ ).

**Durchführung:** 5 ml Lösung I werden mit 10 ml Heptan bzw. 5 ml Lösung II werden mit 10 ml Kaliumiodid-Lösung extrahiert. In einem zweiten Ansatz werden zunächst 5 ml Lösung I mit 5 ml Heptan extrahiert. Danach werden die Phasen getrennt, die wässrige Lösung wird als Lösung Ia, die resultierende Lösung von Iod in Heptan wird als Lösung IIa bezeichnet. Anschließend wird Lösung Ia mit 5 ml Heptan und Lösung IIa mit 5 ml Kaliumiodid-Lösung extrahiert.

Die Bestimmung der Iod-Konzentrationen erfolgt gemäß der Beschreibung in Kapitel 6.2, wobei aus jeder Phase zwei Proben titriert werden.

**Auswertung:**

	Iod-Lösung in Heptan		Iod-Kaliumiodid-Lösung		$\frac{c(\text{I}_2(\text{Heptan}))}{c(\text{I}_2(\text{aq,ges}))}$
	V(Maßlösung)	$c(\text{I}_2(\text{Heptan}))$	V(Maßlösung)	$c(\text{I}_2(\text{aq,ges}))$	
Lösung I (5 ml) & Heptan (10 ml)	0,51 ml	$2,6 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,98 ml	$4,9 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,51
	0,47 ml	$2,4 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	1,00 ml	$5,0 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	
Lösung II (5 ml) & KI-Lösung (10 ml)	0,34 ml	$1,7 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,79 ml	$4,0 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,43
	0,34 ml	$1,7 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,78 ml	$3,9 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	

Tab. 3. Ergebnisse zur Iod-Verteilung zwischen 5 ml Lösung I und 10 ml Heptan bzw. 5 ml Lösung II und 10 ml Kaliumiodid-Lösung bei Raumtemperatur ( $v = 18^\circ\text{C}$ ).

	Iod-Lösung in Heptan		Iod-Kaliumiodid-Lösung		$\frac{c(\text{I}_2(\text{Heptan}))}{c(\text{I}_2(\text{aq,ges}))}$
	V(Maßlösung)	$c(\text{I}_2(\text{Heptan}))$	V(Maßlösung)	$c(\text{I}_2(\text{aq,ges}))$	
Lösung Ia (5 mL) & Heptan (5 mL)	0,40 ml	$2,0 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,87 ml	$4,4 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,47
	0,43 ml	$2,2 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,91 ml	$4,6 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	
Lösung IIa (5 mL) & KI-Lösung (5 mL)	0,21 ml	$1,1 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,39 ml	$2,0 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,55
	0,22 ml	$1,1 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,39 ml	$2,0 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	

Tab. 4. Ergebnisse zur Iod-Verteilung nach zweimaligem Extrahieren mit je 5 ml Extraktionsmittel ( $v = 18^\circ\text{C}$ ).

Durch Extraktion von Iod aus Lösung I mit dem doppelten Volumen Heptan sinkt die Iod-Konzentration in der wässrigen Lösung von  $c_0(\text{I}_2(\text{aq,ges})) = 10,0 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$  auf  $c(\text{I}_2(\text{aq,ges})) = 4,95 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$  (Tab. 3). Eine zweimalige Extraktion von Lösung I mit dem gleichen Volumen Heptan führt zu einer Reduktion der Iod-Konzentration auf  $c(\text{I}_2(\text{aq,ges})) = 4,5 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$  (Tab. 4). Die Extraktion von Iod aus Lösung II mit dem doppelten Volumen Kaliumiodid-Lösung bzw. eine zweimaligen Extraktion mit dem gleichen Volumen Kaliumiodid-Lösung erniedrigt

die Iod-Konzentration in der Heptan-Phase von  $c_0(\text{I}_2(\text{Heptan})) = 10,0 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$  auf  $c(\text{I}_2(\text{Heptan})) = 1,7 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$  bzw.  $c(\text{I}_2(\text{Heptan})) = 1,1 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$ . In beiden Fällen wird, wie von der Theorie vorhergesagt, die Iod-Konzentration durch zweimaliges Extrahieren mit dem gleichen Volumen Extraktionsmittel stärker vermindert als durch einfaches Extrahieren mit dem doppelten Volumen.

**Versuch 4:** Iod-Verteilung zwischen Lösung II und Kaliumiodid-Lösung bei  $v = 0 \text{ }^\circ\text{C}$  und bei  $v = 40 \text{ }^\circ\text{C}$ .

**Durchführung:** Für die Einstellung der Temperaturen wird wie folgt vorgegangen. Eine Temperatur von  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  wird näherungsweise durch Eintauchen des Reagenzglases mit den beiden Phasen in ein Eis-Wasser-Bad erreicht. 12 min nach dem Eintauchen und mehrfachem Mischen der Phasen durch Schütteln ist die Temperatur der beiden Phasen auf einen Wert unter  $1 \text{ }^\circ\text{C}$  gesunken und es werden die Proben entnommen. Eine Temperatur von  $40 \text{ }^\circ\text{C}$  wird eingestellt, indem das Reagenzglas mit den beiden Phasen in ein Wasserbad mit einer Temperatur von zunächst  $42 \text{ }^\circ\text{C}$  eingetaucht. Innerhalb von ca. 15 min und bei mehrfachem Mischen der Phasen durch Schütteln sinkt die Temperatur des Wasserbades auf  $40 \text{ }^\circ\text{C}$ , wonach die Proben entnommen werden.

**Auswertung:**

	Iod-Lösung in Heptan		Iod-Kaliumiodid-Lösung		$\frac{c(\text{I}_2(\text{Heptan}))}{c(\text{I}_2(\text{aq,ges}))}$
	V(Maßlösung)	$c(\text{I}_2(\text{Heptan}))$	V(Maßlösung)	$c(\text{I}_2(\text{aq,ges}))$	
Lösung II (5 ml) & KI-Lösung (5 ml) $v = 0 \text{ }^\circ\text{C}$	0,36 ml	$1,8 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	1,43 ml	$7,2 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,25
	0,36 ml	$1,8 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	1,47 ml	$7,2 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	
Lösung II (5 ml) & KI-Lösung (5 ml) $v = 40 \text{ }^\circ\text{C}$	0,85 ml	$4,3 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	1,04 ml	$5,2 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,80
	0,83 ml	$4,2 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	1,06 ml	$5,3 \text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	

*Tab. 5. Ergebnisse zur Iod-Verteilung zwischen gleichen Volumina Lösung II und Kaliumiodid-Lösung bei  $v = 0 \text{ }^\circ\text{C}$  und bei  $v = 40 \text{ }^\circ\text{C}$ .*

Bei einer Temperatur von  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  ist die Gleichgewichtskonzentration des Iods in der wässrigen Phase größer und in der Heptan-Phase kleiner als bei  $18 \text{ }^\circ\text{C}$ . Entsprechend ist der Konzentrationsquotient (Tabelle 5, rechte Spalte) bei  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  kleiner als bei  $18 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Bei einer Temperatur von  $40 \text{ }^\circ\text{C}$  ist die Gleichgewichtskonzentration des Iods in der wässrigen Phase kleiner und in der Heptan-Phase größer als bei  $18 \text{ }^\circ\text{C}$ . Entsprechend ist der Konzentrationsquotient (Tabelle 5, rechte Spalte) bei  $40 \text{ }^\circ\text{C}$  größer als bei  $18 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Aus der Verschiebung der Gleichgewichtslage bei der jeweiligen Temperaturänderung lässt sich darauf schließen, dass der Übergang des Iods von der Heptan-Phase in die wässrige Phase exotherm verläuft.

**Versuch 5:** Verteilungsexperimente bei  $v = 18\text{ }^{\circ}\text{C}$  ohne Durchmischung der Phasen

Durchführung: 5 ml Lösung I werden mit 5 ml Heptan überschichtet (Abb. 6, linkes Reagenzglas) und 5 ml Kaliumiodid-Lösung werden mit 5 ml Lösung II überschichtet (Abb. 6, rechtes Reagenzglas). Zu den in der Abbildungsunterschrift genannten Zeitpunkten nach der Zusammengabe der Phasen wird der Zustand fotografisch festgehalten. Die Ergebnisse sind in Abbildung 6 gezeigt.

**Auswertung:**

*Abb. 6. Zeitliche Verfolgung des Übergangs von Iod zwischen Heptan und Kaliumiodid-Lösung. Im linken Reagenzglas wurde Lösung I mit Heptan überschichtet, im rechten Reagenzglas wurde Kaliumiodid-Lösung mit Lösung II überschichtet.*

*Obere Reihe, von links: nach 1 min, nach 15 min, nach 1 h, nach 3 h, nach 5 h*

*Mittlere Reihe, von links: nach 9 h, nach 13 h, nach 17 h, nach 25 h, nach 33 h*

*Untere Reihe, von links: nach 49 h, nach 73 h.*

Die Aufnahmen zeigen, dass sich das Verteilungsgleichgewicht des Iods zwischen der wässrigen und der Heptan-Phase auch ohne Durchmischung der Phasen einstellt. Wiederum wird in beiden Fällen der gleiche Gleichgewichtszustand erreicht. Allerdings dauert die Einstellung des Gleichgewichts ohne Phasenmischung deutlich länger. Es ist außerdem offensichtlich, dass die Gleichgewichtseinstellung durch die Schwerkraft beeinflusst wird. Wenn zunächst

mehr Iod aus der oberen Phase in die untere Phase übergeht als umgekehrt (Abb. 6, rechtes Reagenzglas), ist der Gleichgewichtszustand nach ca. 9 h erreicht. Im anderen Fall (Abb. 6, linkes Reagenzglas), wenn zunächst mehr Iod aus der unteren Phase in die obere Phase übergeht, dauert es mit ca. zwei Tagen mehr als fünfmal so lang.

#### 6.4 Fehlerbetrachtungen zu den Titrationsen

Die Titrationsergebnisse sind deutlich fehlerbehaftet. Die aus den verwendeten Volumina und den gemessenen Iod-Konzentrationen berechnete Stoffmengensumme in beiden Phasen ist in einigen Fällen fast 10% kleiner als die eingesetzte Iod-Stoffmenge. Die Ursache dieses systematischen Fehlers ist nicht klar. Disproportionierung des Iods zu Iodid und Hypoiodit aufgrund eines zu hohen pH-Werts und nachfolgende Oxidation des Thiosulfats durch Hypoiodit zum Sulfat statt zum Tetrathionat erscheint unwahrscheinlich (SCHULZE & SIMON, 1986). Alle verwendeten Lösungen wiesen einen pH-Wert zwischen 5 und 6 auf. Für das beabsichtigte, unterrichtliche Ziel spielt dieser systematische Fehler aber keine Rolle. Die genaue Kenntnis der Gleichgewichtskonzentrationen des Iods ist nicht entscheidend, so lange der relative Fehler in allen Fällen gleich ist. Der Konzentrationsquotient  $c(\text{I}_2(\text{Heptan})) : c(\text{I}_2(\text{aq, ges}))$  nahm bei einer Temperatur von 18 °C Werte zwischen 0,43 und 0,55 an (Tab. 2 – 4). Die Streuung der Werte ist hinreichend klein, um von einer Konstanten zu sprechen. Andererseits ist der Wert so deutlich von Eins verschieden, um eine Gleichverteilung ausschließen zu können.

#### 6.5 Entsorgung der Stoffe nach dem Experiment

Es wird vorgeschlagen, dass die Lehrkraft sämtliche Lösungen in einem großen Becherglas sammelt. Zur Entfernung von Iod wird es mit Natriumthiosulfat-Pentahydrat gemäß Reaktionsgleichung (2) zu Iodid reduziert. Das Heptan kann nach der Abtrennung von der wässrigen Lösung in den Abfallbehälter für halogenfreie Lösungsmittel gegeben werden. Die wässrige Lösung sollte eingeeengt werden, ehe sie in den Abfallbehälter für anorganische Stoffe gegeben wird.

#### Literatur

SCHULZE, G. & SIMON, J. (1986) *Jander Jahr Maßanalyse. Theorie und Praxis der Titrationsen mit chemischen und physikalischen Indikationen*. Berlin, New York: De Gruyter.

## **Arbeitblätter zum Manuskript**

### **Das Iod-Verteilungsgleichgewicht**

Ein problemorientierter Zugang zum chemischen Gleichgewicht zur Schulung der naturwissenschaftlichen Arbeitsweise im Chemieunterricht

HOLGER FLEISCHER

### Ein dynamisches Gleichgewicht

Löst man gleiche Mengen Iod in gleichen Volumina Kaliumiodid-Lösung (I) bzw. Heptan (II) und extrahiert dann Lösung I mit Heptan bzw. Lösung II mit Kaliumiodid-Lösung, so sind die Inhalte der beiden Reagenzgläser nicht zu unterscheiden. Die Systeme verändern sich auch nach längerer Zeit nicht mehr, sie befinden sich im **Gleichgewicht**.

**Aufgabe 1** Jeweils in Bild 1 ist die Situation vor der Extraktion dargestellt. In beiden Reihen ist die gedachte Phasengrenze zwischen der Kaliumiodid-Lösung (unten) und Heptan (oben) als gestrichelte Linie eingezeichnet. Stellen Sie den Vorgang der Extraktion durch Verteilung der bewegten Iodmoleküle zwischen beiden Phasen wie in einem Film dar. Kennzeichnen Sie durch einen Pfeil, wenn ein Iodmolekül die Phasengrenze überquert. Bereits in Bild 3 soll das Gleichgewicht erreicht sein. Wird danach ein Iodmolekül noch die Phase wechseln? Erläutern Sie.

Bild 1

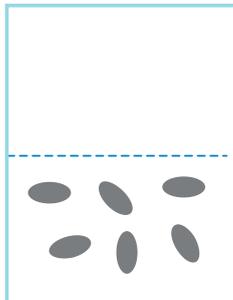


Bild 2

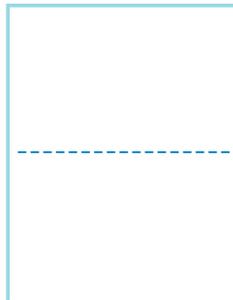


Bild 3

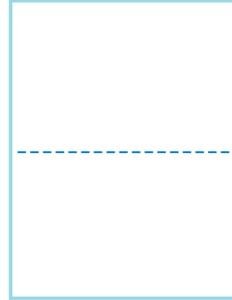


Bild 4

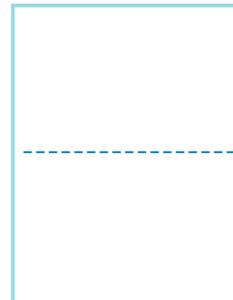


Bild 1

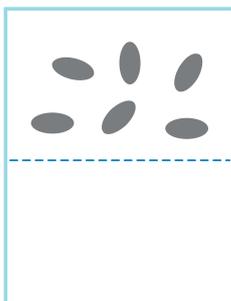


Bild 2



Bild 3

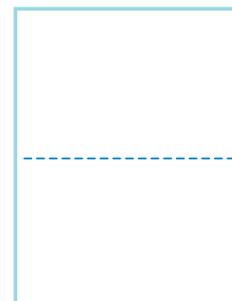
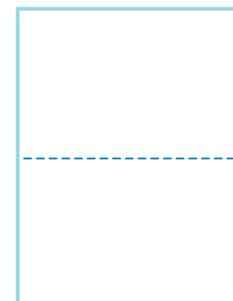


Bild 4



**Aufgabe 2** Ergänzen Sie den folgenden Text, indem Sie sich auf das Verhalten der Moleküle beziehen. „Die beiden wässrigen Phasen bzw. die Heptan-Phasen erscheinen im Gleichgewicht jeweils gleich, weil \_\_\_\_\_.  
Auch im Gleichgewicht bewegen sich die Iodmoleküle noch. Es ist dann keine Veränderung der Lösungen mehr zu beobachten, weil \_\_\_\_\_.“

Diesen Zustand nennt man **dynamisches Gleichgewicht**.

Abb. 2. Arbeitsblatt zum dynamischen Gleichgewicht

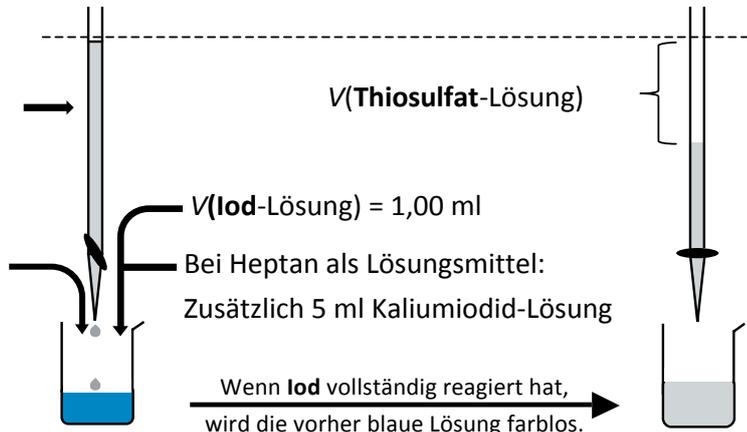
„Bestimmung der Iodkonzentration: Titration mit einer Thiosulfat-Lösung“

Iodmoleküle,  $I_2$ , reagieren in wässriger Lösung mit **Thiosulfationen**,  $S_2O_3^{2-}$ . Sie nehmen dabei Elektronen auf und werden zu Iodidionen,  $I^-$ , reduziert. Die Elektronen stammen von den Thiosulfationen, die zu Tetrathionationen,  $S_4O_6^{2-}$ , oxidiert werden.

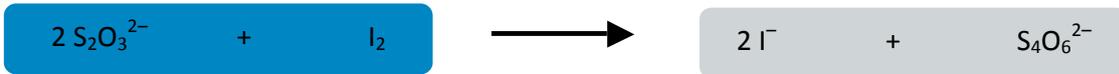
**Durchführung**

Natriumthiosulfat-Lösung  
 $c(S_2O_3^{2-}) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

Stärke-Lösung,  
 (Indikator),  
 3 Tropfen



**Auswertung**



2 mol  $S_2O_3^{2-}$  reagieren mit 1 mol  $I_2$

$$n(S_2O_3^{2-}) = 2 n(I_2) \quad | n = c \cdot V$$

$$c(S_2O_3^{2-}) \cdot V(\text{Thiosulfat-Lösung}) = 2 \cdot c(I_2) \cdot V(\text{Iod-Lösung}) \quad (\text{Gleichung 1})$$

Tragen Sie die Volumina der bis zum Farbumschlag benötigten Thiosulfat-Lösung in die Tabelle ein und berechnen Sie nach Umformung von Gleichung 1 die Iod-Konzentrationen.

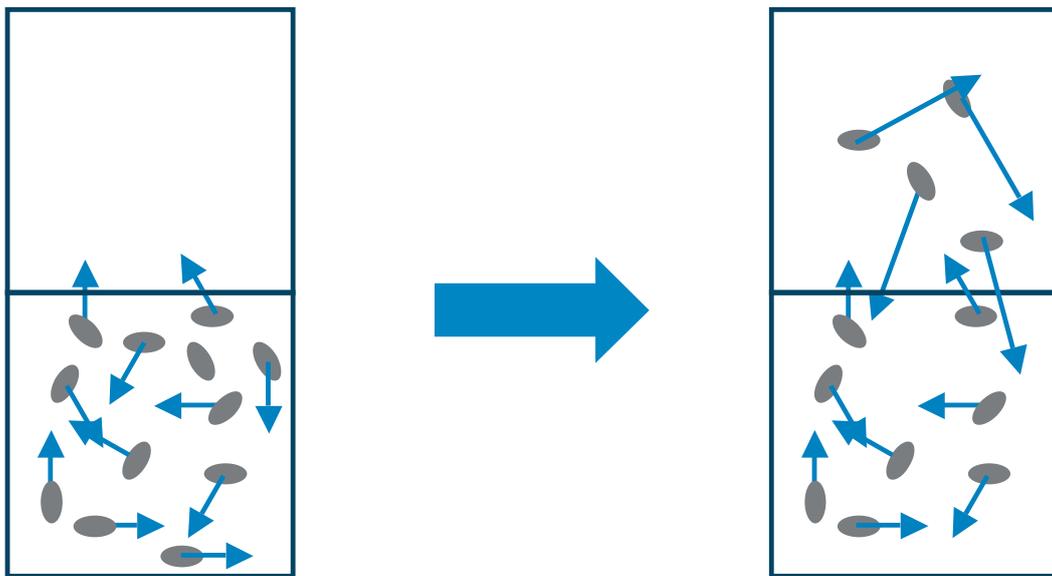
Phasen, zwischen denen Iod verteilt wurde	Ergebnisse der Titration für Iod-Lösung in Heptan		Ergebnisse der Titration für Iod-Kaliumiodid-Lösung	
	V(Thiosulfat-Lös.)	$c(I_2(\text{Heptan}))$	V(Thiosulfat-Lös.)	$c(I_2(\text{KI-Lösung}))$
Lösung I (5 ml) & Heptan (5 ml)				
Lösung II (5 ml) & KI-Lösung (5 ml)				

Abb. 3. Arbeitsblatt zur maßanalytischen Bestimmung der Iodkonzentration.

**„Von der Modellbildung zur Hypothesenbildung“**

Stehen gleiche Volumina einer Iod-Kaliumiodid-Lösung ( $c_0(\text{KI}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; unten) und Heptan (oben) bei  $18 \text{ }^\circ\text{C}$  miteinander im Kontakt, stellt sich durch Übergänge der Iodmoleküle zwischen den beiden Phasen ein Gleichgewicht ein. In diesem ...

- 1) ...treten pro Zeiteinheit gleich viele Iodmoleküle in die jeweils andere Lösung über.
- 2) ...ist die Zahl der Iodmoleküle in Heptan etwa halb so groß wie in der Kaliumiodid-Lösung. Das hat eine Untersuchung der Iodkonzentrationen ergeben.



**Hypothesenbildung**

1) Modellieren Sie Ihre Problemfrage mit dem einfachen Teilchenmodell, so ähnlich wie oben gezeigt. Sie können z.B. 1-Cent-Münzen als Moleküle verwenden.

Veränderung des Lösungsmittelvolumens → Veränderung der Höhe der Rechtecke.

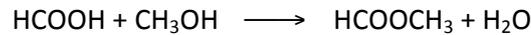
Veränderung der Iodmenge → Veränderung der Zahl der Modellmoleküle.

2) Wenn Sie im Modell einen Gleichgewichtszustand erreicht haben, können Sie eine Hypothese über die Menge bzw. die Konzentration des Iods in den beiden Lösungen machen, die sich dann experimentell durch Titration überprüfen lässt.

*Abb. 4. Arbeitsblatt zur Entwicklung von Hypothesen mit Hilfe eines einfachen Modells.*

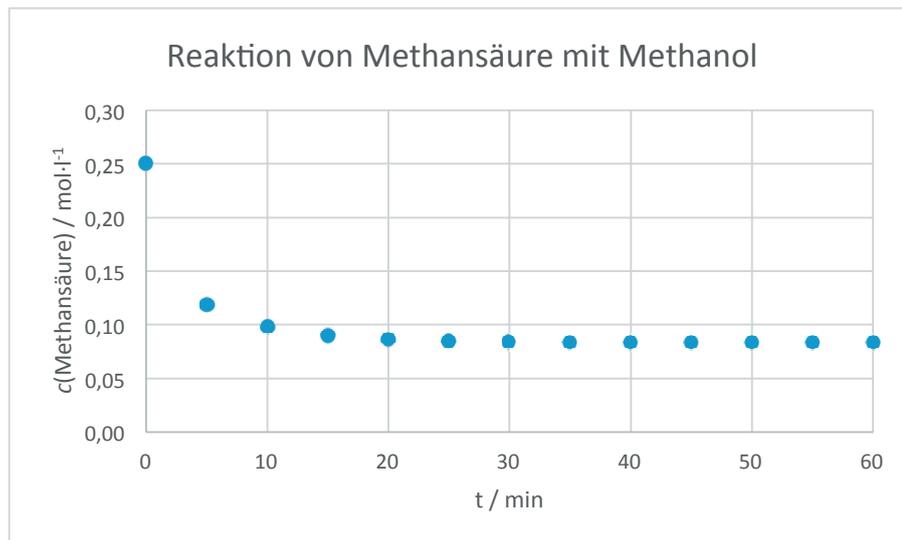
**„Die Reaktion wird nicht fertig“**

Ein Chemiekurs bekam folgende Information mit nachfolgender, praktischer Aufgabe: „Methansäure und Methanol reagieren miteinander zu Methansäuremethylester und Wasser:



Lösen Sie 0,25 mol Methansäure und 0,25 mol Methanol im Lösungsmittel, so dass 1 Liter Lösung entsteht. Geben Sie den Katalysator zu und starten Sie die Zeitnahme. Entnehmen Sie, bis die Reaktion beendet ist, im Abstand von 5 Minuten je 10 ml aus der Reaktionsmischung und bestimmen Sie durch Säure-Base-Titration die Konzentration der noch vorhandenen Methansäure.“

Nachdem die Doppelstunde fast vorbei ist, wundert sich die Lehrkraft, dass alle Schüler noch titrieren. Eine Schülerin zeigt ihre graphische Darstellung der Ergebnisse (s.u.) und meint: „Die Reaktion wird nicht fertig. Es ist immer noch Methansäure vorhanden.“



Aufgabe 1: Zeichnen Sie in das Diagramm einen von der Schülerin erwarteten Verlauf der Reaktion ein.

Aufgabe 2: Die Reaktion verläuft offensichtlich nicht vollständig. Erstellen Sie mit dem Konzept des Gleichgewichts eine Hypothese über den Grund des unvollständigen Verlaufs und machen Sie einen Vorschlag für eine andere Reaktion, mit der Sie diese Hypothese überprüfen können.

Aufgabe 3: Nehmen Sie die Rolle der Lehrkraft ein und erläutern Sie der Schülerin, wie es zum experimentell ermittelten Verlauf der Säurekonzentration kommt. Verwenden und erklären Sie dabei den Begriff „Dynamisches Gleichgewicht“.

Aufgabe 4: Zeichnen Sie den zeitlichen Verlauf der Konzentrationen von Methanol und von Methansäuremethylester in das Diagramm ein.

**Abb. 5. Vom Verteilungsgleichgewicht zum chemischen Gleichgewicht.**

## Lösungsbeispiele zu den Aufgaben im Manuskript

### Das Iod-Verteilungsgleichgewicht

Ein problemorientierter Zugang zum chemischen Gleichgewicht zur Schulung der naturwissenschaftlichen Arbeitsweise im Chemieunterricht

HOLGER FLEISCHER

### Ein dynamisches Gleichgewicht

Löst man gleiche Mengen Iod in gleichen Volumina Kaliumiodid-Lösung (I) bzw. Heptan (II) und extrahiert dann Lösung I mit Heptan bzw. Lösung II mit Kaliumiodid-Lösung, so sind die Inhalte der beiden Reagenzgläser nicht zu unterscheiden. Die Systeme verändern sich auch nach längerer Zeit nicht mehr, sie befinden sich im **Gleichgewicht**.

**Aufgabe 1** Jeweils in Bild 1 ist die Situation vor der Extraktion dargestellt. In beiden Reihen ist die gedachte Phasengrenze zwischen der Kaliumiodid-Lösung (unten) und Heptan (oben) als gestrichelte Linie eingezeichnet. Stellen Sie den Vorgang der Extraktion durch Verteilung der bewegten Iodmoleküle zwischen beiden Phasen wie in einem Film dar. Kennzeichnen Sie durch einen Pfeil, wenn ein Iodmolekül die Phasengrenze überquert. Bereits in Bild 3 soll das Gleichgewicht erreicht sein. Wird danach ein Iodmolekül noch die Phase wechseln? Erläutern Sie.

Bild 1

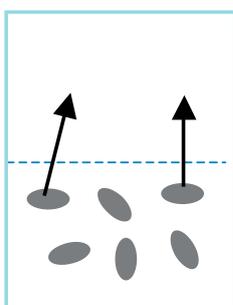


Bild 2

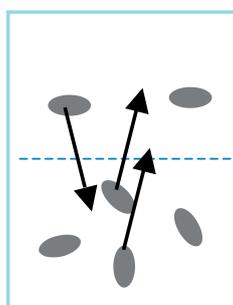


Bild 3

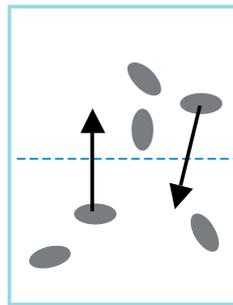


Bild 4

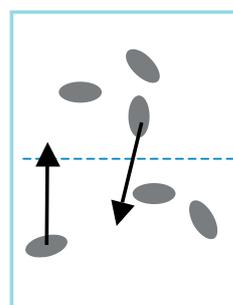


Bild 1

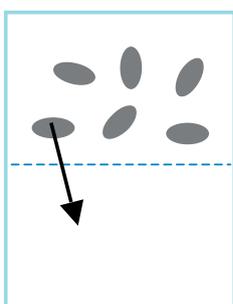


Bild 2

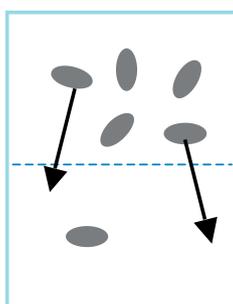


Bild 3

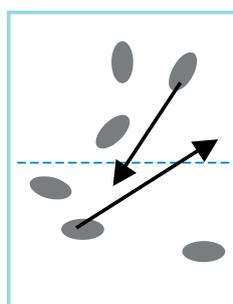
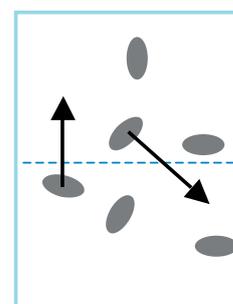


Bild 4



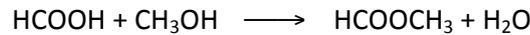
**Aufgabe 2** Ergänzen Sie den folgenden Text, indem Sie sich auf das Verhalten der Moleküle beziehen. „Die beiden wässrigen Phasen bzw. die Heptan-Phasen erscheinen im Gleichgewicht jeweils gleich, weil sie jeweils gleich viele Iodmoleküle pro Volumeneinheit enthalten. Auch im Gleichgewicht bewegen sich die Iodmoleküle noch. Es ist dann keine Veränderung der Lösungen mehr zu beobachten, weil in einer bestimmten Zeit gleich viele Iodmoleküle aus der wässrigen Phase in die Heptan-Phase übergehen wie umgekehrt.“

Diesen Zustand nennt man **dynamisches Gleichgewicht**.

Abb. 2. Arbeitsblatt zum dynamischen Gleichgewicht

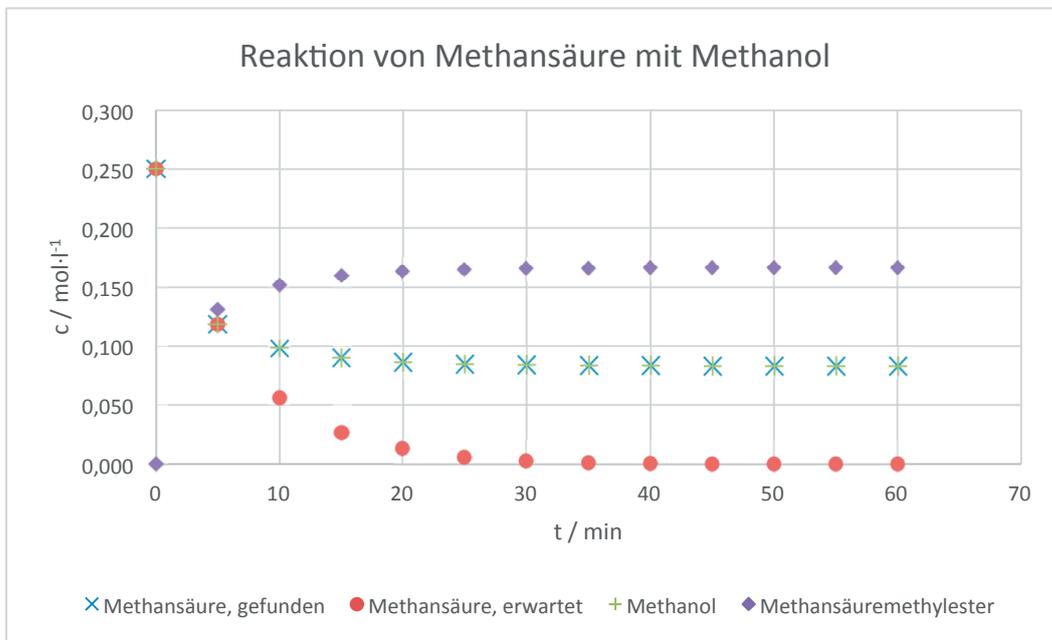
### „Die Reaktion wird nicht fertig“

Ein Chemiekurs bekam folgende Information mit nachfolgender, praktischer Aufgabe: „Methansäure und Methanol reagieren miteinander zu Methansäuremethylester und Wasser:



Lösen Sie 0,25 mol Methansäure und 0,25 mol Methanol im Lösungsmittel, so dass 1 Liter Lösung entsteht. Geben Sie den Katalysator zu und starten Sie die Zeitnahme. Entnehmen Sie, bis die Reaktion beendet ist, im Abstand von 5 Minuten je 10 ml aus der Reaktionsmischung und bestimmen Sie durch Säure-Base-Titration die Konzentration der noch vorhandenen Methansäure.“

Nachdem die Doppelstunde fast vorbei ist, wundert sich die Lehrkraft, dass alle Schüler noch titrieren. Eine Schülerin zeigt ihre graphische Darstellung der Ergebnisse (s.u.) und meint: „Die Reaktion wird nicht fertig, es ist immer noch Methansäure vorhanden.“



Aufgabe 1: Zeichnen Sie in das Diagramm einen von der Schülerin erwarteten Verlauf der Reaktion ein. (*siehe Diagramm, „Methansäure, erwartet“*)

Aufgabe 2: Die Reaktion verläuft offensichtlich nicht vollständig. Erstellen Sie mit dem Konzept des Gleichgewichts eine Hypothese über den Grund des unvollständigen Verlaufs und machen Sie einen Vorschlag für eine andere Reaktion, mit der Sie diese Hypothese überprüfen können.

Wenn gleichzeitig mit der erwarteten Reaktion

Methansäure + Methanol → Methansäuremethylester + Wasser

auch die Umkehrreaktion

Methansäuremethylester + Wasser → Methansäure + Methanol

abläuft, dann können Methansäure und Methanol nicht vollständig zu Methansäuremethylester und Wasser umgewandelt werden. Stattdessen stellt sich ein Gleichgewicht ein:



Diese Hypothese kann man überprüfen, indem man die Umkehrreaktion untersucht, d.h. das Experiment mit Methansäuremethylester und Wasser statt mit Methansäure und Methanol durchführt. Wenn die Konzentration an Methansäure den gleichen Wert erreicht, wie im ersten Experiment, dann handelt es sich um eine Gleichgewichtsreaktion.

Aufgabe 3: Nehmen Sie die Rolle der Lehrkraft ein und erläutern Sie der Schülerin, wie es zum gemessenen Verlauf der Säurekonzentration kommt. Verwenden und erklären Sie dabei den Begriff „Dynamisches Gleichgewicht“.

Zu Beginn der Reaktion liegen nur Methansäure- und Methanolmoleküle vor. Beim Zusammenstoß von Methansäure- und Methanolmolekülen können diese in Methansäuremethylester- und Wassermoleküle umgewandelt werden. Da in der Anfangsphase der Reaktion kaum Methansäuremethylester- und Wassermoleküle vorliegen, stoßen diese nur selten zusammen und es kommt fast nicht zur Bildung von Methansäure- und Methanolmolekülen. Somit nimmt die Konzentration der Methansäure zunächst schnell ab. Als Konsequenz verringert sich die Anzahl der Methansäure- und der Methanolmoleküle und es kommt seltener zu reaktiven Zusammenstößen zwischen ihnen, wodurch sich die Abnahme ihrer Anzahl verlangsamt. Gleichzeitig erhöhen sich die Anzahl der Methansäuremethylester- und der Wassermoleküle und dadurch auch die Zahl der Zusammenstöße zwischen ihnen. Dies fördert wiederum die Bildung von Methansäure- und Methanolmolekülen. Wenn schließlich pro Zeiteinheit genauso viele Methansäuremoleküle durch den Zusammenstoß mit Methanolmolekülen in Methansäureester- und Wassermoleküle umgewandelt werden, wie Methansäuremoleküle durch den Zusammenstoß von Methansäureester- und Wassermolekülen entstehen, ändert sich ihre Konzentration nicht mehr. Dieser Zustand wird als dynamisches Gleichgewicht bezeichnet.

Aufgabe 4: Zeichnen Sie den zeitlichen Verlauf der Konzentrationen von Methanol und von Methansäuremethylester in das Diagramm ein.

(siehe Diagramm, „Methanol“ und „Methansäuremethylester“)

Abb. 5. Vom Verteilungsgleichgewicht zum chemischen Gleichgewicht.

## **Gefährdungsbeurteilung zum Manuskript**

### **Das Iod-Verteilungsgleichgewicht**

Ein problemorientierter Zugang zum chemischen Gleichgewicht zur Schulung der naturwissenschaftlichen Arbeitsweise im Chemieunterricht

HOLGER FLEISCHER

## Gefährdungsbeurteilung zum Versuch „Verteilungsgleichgewicht und maßanalytische Bestimmung von Iod“

Schule

Fach: Chemie

1. Schulstufe      Sek I                       Sek II

2. **Materialien:** Bürette, Pipetten (1 ml und 10 ml) mit Pipettierhilfe, Pasteurpipette, 2 Reagenzgläser mit Stopfen, Reagenzglasständer Erlenmeyerkolben (100 ml)

**3. Versuchsbeschreibung/Vorgehensweise:**

In ein Reagenzglas werden 5 ml Iod-Lösung in Heptan ( $c(I_2) = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$ ) und 5 ml Kaliumiodid-Lösung in Wasser ( $c(KI) = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ) gegeben und das Reagenzglas mit einem Stopfen verschlossen. Durch Schütteln werden die Phasen miteinander gemischt, bis das Verteilungsgleichgewicht eingestellt ist. In einem weiteren Reagenzglas werden 5 ml Iod-Kaliumiodid-Lösung in Wasser ( $c(I_2) = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$ ;  $c(KI) = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ) mit 5 ml Heptan durch Schütteln gemischt, bis das Verteilungsgleichgewicht auch hier eingestellt ist.

Aus jeder Phase in jedem Reagenzglas wird eine Probe ( $V = 1,00 \text{ ml}$ ) entnommen, in den Erlenmeyerkolben überführt, mit drei Tropfen wässriger Amyloselösung ( $w = 1 \%$ ) und mit 5 ml Kaliumiodid-Lösung versetzt und dann mit einer wässrigen Natriumthiosulfat-Lösung ( $c(S_2O_3^{2-}) = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$ ) bis zum Verschwinden der blauen Farbe der Lösung titriert.

4. **Tätigkeit mit Gefahrstoffen:**                       ja                       nein

**5. Einordnung der verwendeten Stoffe:**

(Gefahr)-Stoff	Piktogramm	H-Sätze	P-Sätze	AGW-Wert
Heptan		225-304-315-336-410	210-273-301 +310-331-302 +352-403 +235	2100 mg/m <sup>3</sup>
Natriumthiosulfat-Pentahydrat	-----	-----	-----	-----
Iod		332-312-400	273-302 +352	1,1 mg/m <sup>3</sup>
Kaliumiodid	-----	-----	-----	-----
Amylose	-----	-----	-----	-----

**6. Gefahrenabschätzung:**

Gefährdung	ja	nein	Beurteilung der Gefahr
durch Einatmen	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	Durch die Verwendung kleiner Mengen, geschlossener Apparaturen und das Arbeiten bei Raumtemperatur besteht keine große Gefahr der Einatmung von Heptan-Dampf. Die Gefahr der Einatmung von Iod-Dampf besteht aufgrund der verwendeten Lösungen und der Verdünnung nicht.
durch Hautkontakt	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	Keiner der verwendeten Stoffe ist ätzend. Augenkontakt kann durch Tragen einer Schutzbrille und Hautkontakt durch sorgfältiges Arbeiten vermieden werden. Die Schüler sollten aber darauf hingewiesen werden, sich nach Berührung mit einem der Stoffe die Hände zu waschen.
Brandgefahr	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	Heptan ist brennbar, im Versuch wird aber keine Zündquelle verwendet.
Explosionsgefahr	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	
Weitere Gefahren	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	

7. **Entsorgung:** Restliches, gelöstes Iod ist mit Natriumthiosulfat-Lösung zu Iodid zu reduzieren. Danach sind die wässrige Phase und die Heptan-Phase voneinander zu trennen. Die Heptan-Phase wird in den Behälter für flüssige halogenfreie organische Abfälle gegeben. Wässrige Lösungen werden in den Abguss gegeben.

8. Substitution:  ja  nein

Begründung: In der verwendeten, geringen Konzentration ist Iod nicht gefährlich. Heptan ist von den an Schulen üblichen, in Wasser unlöslichen Lösungsmitteln für den verfolgten Zweck das am wenigsten gefährliche.

9. Schülerversuch:  ja  nein      Lehrerversuch:  ja  nein

10. Ergebnis/Maßnahme:

GUV-SR 2003	 Schutzbrille	 Schutzhandschuhe	 Abzug	 geschlossenes System	 Lüftungsmaßnahmen	 Brandschutzmaßnahmen	weitere Maßnahmen
<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	

Durchgeführt am \_\_\_\_\_ in Klasse \_\_\_\_\_ von \_\_\_\_\_

Datum \_\_\_\_\_ Unterschrift \_\_\_\_\_

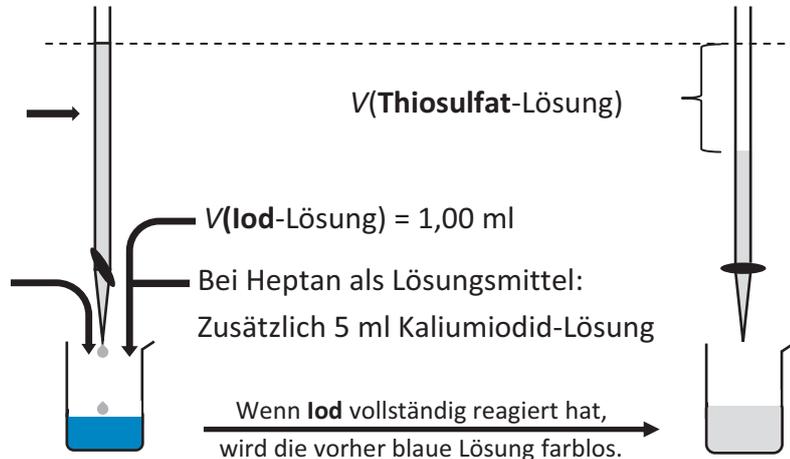
„Bestimmung der Iodkonzentration: Titration mit einer Thiosulfat-Lösung“

Iodmoleküle,  $I_2$ , reagieren in wässriger Lösung mit Thiosulfationen,  $S_2O_3^{2-}$ . Sie nehmen dabei Elektronen auf und werden zu Iodidionen,  $I^-$ , reduziert. Die Elektronen stammen von den Thiosulfationen, die zu Tetrathionationen,  $S_4O_6^{2-}$ , oxidiert werden.

**Durchführung**

Natriumthiosulfat-Lösung  
 $c(S_2O_3^{2-}) = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$

Stärke-Lösung,  
 (Indikator),  
 3 Tropfen



**Auswertung**



2 mol  $S_2O_3^{2-}$  reagieren mit 1 mol  $I_2$

$$n(S_2O_3^{2-}) = 2 n(I_2) \quad | n = c \cdot V$$

$$c(S_2O_3^{2-}) \cdot V(\text{Thiosulfat-Lösung}) = 2 \cdot c(I_2) \cdot V(\text{Iod-Lösung}) \quad (\text{Gleichung 1})$$

Tragen Sie die Volumina der bis zum Farbumschlag benötigten Thiosulfat-Lösung in die Tabelle ein und berechnen Sie nach Umformung von Gleichung 1 die Iod-Konzentrationen.

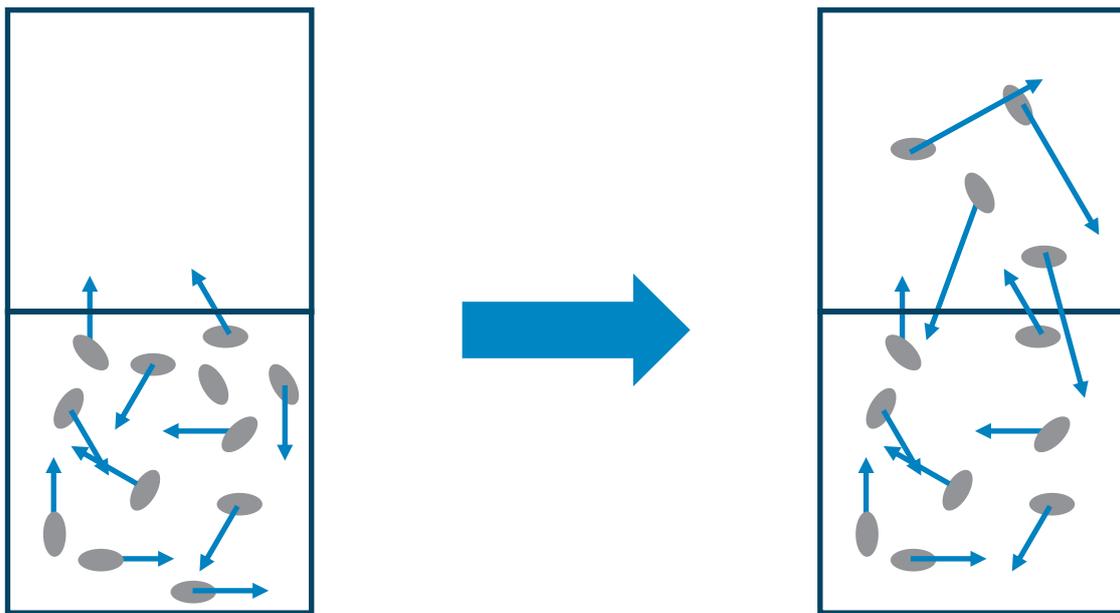
Phasen, zwischen denen Iod verteilt wurde	Ergebnisse der Titration für Iod-Lösung in Heptan		Ergebnisse der Titration für Iod-Kaliumiodid-Lösung	
	V(Thiosulfat-Lös.)	$c(I_2(\text{Heptan}))$	V(Thiosulfat-Lös.)	$c(I_2(\text{KI-Lösung}))$
Lösung I (5 ml) & Heptan (5 ml)				
Lösung II (5 ml) & KI-Lösung (5 ml)				

Abb. 3. Arbeitsblatt zur maßanalytischen Bestimmung der Iodkonzentration.

### „Von der Modellbildung zur Hypothesenbildung“

Stehen gleiche Volumina einer Iod-Kaliumiodid-Lösung ( $c_0(\text{KI}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; unten) und Heptan (oben) bei  $18^\circ\text{C}$  miteinander im Kontakt, dann stellt sich durch Übergänge der Iodmoleküle zwischen den beiden Phasen ein Gleichgewicht ein. In diesem ...

- 1) treten pro Zeiteinheit gleich viele Iodmoleküle in die jeweils andere Lösung über.
  - 2) ist die Zahl der Iodmoleküle in Heptan etwa halb so groß wie in der Kaliumiodid-Lösung.
- Das hat eine Untersuchung der Iodkonzentrationen ergeben.



### Hypothesenbildung

1) Modellieren Sie Ihre Problemfrage mit dem einfachen Teilchenmodell, so ähnlich wie oben gezeigt. Sie können z.B. 1-Cent-Münzen als Moleküle verwenden.

Veränderung des Lösungsmittelvolumens → Veränderung der Höhe der Rechtecke.

Veränderung der Iodmenge → Veränderung der Zahl der Modellmoleküle.

2) Wenn Sie im Modell einen Gleichgewichtszustand erreicht haben, können Sie eine Hypothese über die Menge bzw. die Konzentration des Iods in den beiden Lösungen machen, die sich dann experimentell durch Titration überprüfen lässt.

Abb. 4. Arbeitsblatt zur Entwicklung von Hypothesen mit Hilfe eines einfachen Modells.

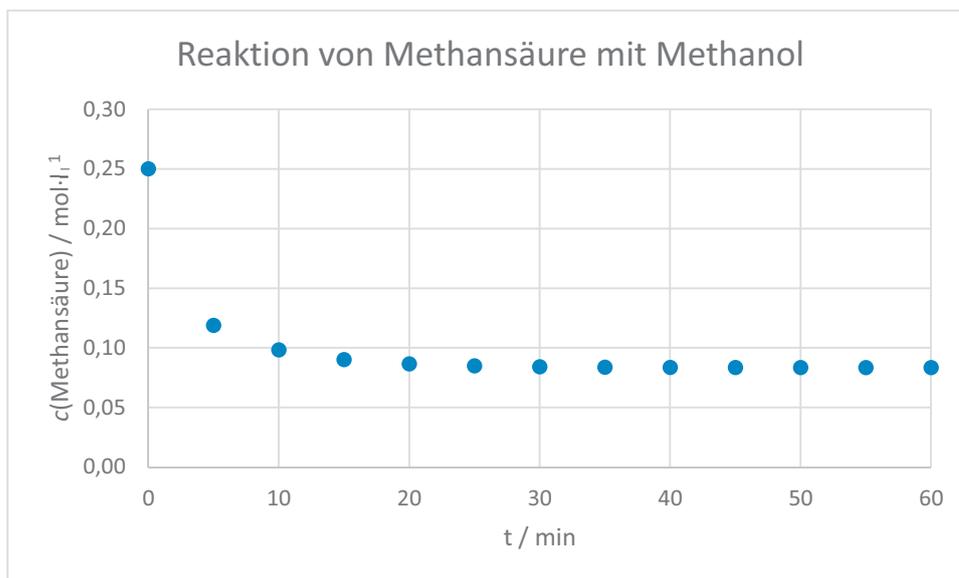
### „Die Reaktion wird nicht fertig“

Ein Chemiekurs bekam folgende Information mit nachfolgender, praktischer Aufgabe: „Methansäure und Methanol reagieren miteinander zu Methansäuremethylester und Wasser:



Lösen Sie 0,25 mol Methansäure und 0,25 mol Methanol im Lösungsmittel, so dass 1 Liter Lösung entsteht. Geben Sie den Katalysator zu und starten Sie die Zeitnahme. Entnehmen Sie, bis die Reaktion beendet ist, im Abstand von 5 Minuten je 10 ml aus der Reaktionsmischung und bestimmen Sie durch Säure-Base-Titration die Konzentration der noch vorhandenen Methansäure.“

Nachdem die Doppelstunde fast vorbei ist, wundert sich die Lehrkraft, dass alle Schüler noch titrieren. Eine Schülerin zeigt ihre graphische Darstellung der Ergebnisse (s.u.) und meint: „Die Reaktion wird nicht fertig. Es ist immer noch Methansäure vorhanden.“



Aufgabe 1: Zeichnen Sie in das Diagramm einen von der Schülerin erwarteten Verlauf der Reaktion ein.

Aufgabe 2: Die Reaktion verläuft offensichtlich nicht vollständig. Erstellen Sie mit dem Konzept des Gleichgewichts eine Hypothese über den Grund des unvollständigen Verlaufs und machen Sie einen Vorschlag für eine andere Reaktion, mit der Sie diese Hypothese überprüfen können.

Aufgabe 3: Nehmen Sie die Rolle der Lehrkraft ein und erläutern Sie der Schülerin, wie es zum experimentell ermittelten Verlauf der Säurekonzentration kommt. Verwenden und erklären Sie dabei den Begriff „Dynamisches Gleichgewicht“.

Aufgabe 4: Zeichnen Sie den zeitlichen Verlauf der Konzentrationen von Methanol und von Methansäuremethylester in das Diagramm ein.

Abb. 5. Vom Verteilungsgleichgewicht zum chemischen Gleichgewicht.