# XI Reaktionsgeschwindigkeit

Einleitung

Chemische Reaktionen können unterschiedlich schnell verlaufen. Als Beispiel dient die Reaktion von Eisen mit Luftsauerstoff, eine Oxidationsreaktion (Abb. 1).



**Abb. 1b**: Verbrennen von Eisenpulver



**Abb. 1a**: Rosten einer Fahrradekette

Während ein Stück Eisen an der Luft langsam zu Rost oxidiert, verläuft die Reaktion von Eisenpulver in der Brennerflamme sehr schnell (vgl. Tabelle 1)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | **Langsame Reaktion** | **Schnelle Reaktion** |
| Beispiele | Rosten von Eisen | Verbrennung von Eisenpulver |
| Dauer | Jahre | Sekunden |
| Temperaturänderung | Nicht feststellbar | > 1000 °C |
| ΔH | - 824 kJ/mol | - 824 kJ/mol |

**Tab. 1:** Entstehung von Rost in Vergleich zur Verbrennung von Eisenpulver

Als Mass für den zeitlichen Ablauf einer chemischen Reaktion dient die **Reaktionsgeschwindigkeit** ν*.* Als mittlere Reaktionsgeschwindigkeit (RG) versteht man die Konzentrationsänderung der Edukte oder der Produkte pro Zeitintervall:



Theorie

Unedle Metalle reagieren mit verdünnten Mineralsäuren wie Salzsäure oder Schwefelsäure zum entsprechenden Salz und Wasserstoff. In diesem Praktikumsversuch wird die Reaktion von Magnesium mit verdünnter Schwefelsäure untersucht. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung:

 Mg + H2SO4 MgSO4 + H2

Im Folgenden messen Sie die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration der Schwefelsäure, indem das Volumen des gebildeten Wasserstoffgases bestimmt wird (s. Abbildung 2).



**Abb. 2**: Darstellung der Versuchsdurchführung; RG mit Schwefelsäure (1), Mg-Stäbchen (2), Glasrohr (3), Messzylinder mit Wasser gefüllt (4), Wanne mit Wasser (5)

Stellen Sie zunächst eine Vermutung über den Verlauf dieser Abhängigkeit auf und begründen Sie diese:

Mit steigender Schwefelsäure-Konzentration nimmt die Bildung am Wasserstoff zu . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . . .

**Experimenteller Teil**

Pro Zweiergruppe benötigen Sie folgendes Material an Ihrem Platz:

* Schwefelsäure (0.5 – 10 mol/L)
* Salzsäure (1 mol/L)
* 15 grosse Reagenzgläser
* Mg-Stäbchen, -späne
* 1 Glasrohr S-förmig
* 1 Gummistopfen mit Loch
* Stoppuhr
* 2 Messzylinder (25mL und 100 mL)
* 1 Wanne

*Führen Sie die Vorschrift genau durch und tragen Sie Schutzbrille!*

Füllen Sie zunächst die Wanne zu ¾ mit kaltem Leitungswasser.

1. 100 mL Messzylinder mit Wasser füllen und kopfüber in die Wanne stellen.
2. Geben Sie 10 mL Schwefelsäure einer bestimmten Konzentration, z. B. 0.5 mol/L (mit 25 mL Messzylinder) in das Reagenzglas.
3. Mg-Stäbchen an die obere Wand des RG legen, noch nicht in die Säure!
4. Gummistopfen mit S-förmigem Glasrohr aufsetzen und Mg-Stäbchen herunter fallen lassen.
5. Nach ca. 5 s (die Reaktion setzt dann ein) die aufsteigenden Gasbläschen während genau 15 s (Stoppuhr) in dem Messzylinder auffangen. Hierbei RG gut schütteln.
6. Es sollen so viele Messungen (jedes Mal mit neuer Säure und neuem Mg-Stäbchen) ausgeführt werden, bis ein zuverlässiger Wert erreicht wird.
7. Stellen Sie Reagenzgläser mit heftiger Reaktion in den Abzug.

Tragen Sie die gemessenen Werte in **Tabelle 2** ein und werten Sie sie anschliessend mit Hilfe des Koordinatensystems (**Abb. 3**) graphisch aus (S. 60).

1. Legen Sie zwei Mg-Stäbchen in Wasser. Führen Sie die unter 1.-6. beschriebene Reaktion (statt mit H2SO4) **mit HCl (1 mol/L)** bei zwei verschiedenen Temperaturen, bei Raumtemperatur (25°C) sowie bei 40 °C) durch. Verwenden Sie zum Erwärmen der Salzsäure im RG den Gasbrenner. 🡪 **Tab. 3**
2. Bestimmen Sie die Masse eines Mg-Stäbchens. Führen Sie die unter 1.-6. beschriebene Reaktion mit der dieser Masse entsprechenden Menge Mg-Späne durch. Verwenden Sie hierfür 1-m Schwefelsäure (1 mol/L). 🡪 **Tab. 4**

Auswertung

**Tabelle 2**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| c(H2SO4)[mol/L] | 0.5 | 1 | 2 | 3 | 3.5 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 10 |
| H2 [mL] | 15 | 30 | 48 | 60 | 65 | 69 | 70 | 65 | 55 | 40 | 8 |

**Abbildung 3**: Abhängigkeit der RG von der Schwefelsäurekonzentration

**Tabelle 3**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Temperatur in °C (1-m HCl) | 25  | 40 |
| H2 [mL] |  |  |

**Tabelle 4**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Mg-Stäbchen | Mg-Späne  |
| H2 [mL] |  |  |

Aufgaben

1. Beschreiben Sie den Verlauf der Reaktionsgeschwindigkeit in Abhängigkeit von der Schwefelsäurekonzentration. Entspricht er Ihrer Erwartung? Bei welcher H2SO4-Konzentration (mol/L) ist die RG am höchsten?

 🡪 zwischen 4 – 5 mol/L

2. Beschreiben Sie Ihre Beobachtung bei der Reaktion der Mg-Stäbchen mit HCl (1 mol/L) bei zwei verschiedenen Temperaturen (25 und 40 °C). Können Sie eine Tendenz feststellen?

* deutliche Erhöhung der RG von 25 °C auf 40 °C
* RGT-Regel: Erhöhung der Temp. um 10 °C 🡪 doppelte Reaktionsgeschwindigkeit

3. Welche Beobachtung machen Sie beim Einsatz von Mg-Spänen anstatt des Mg-Stäbchens? Begründung?

🡪 deutliche Erhöhung der RG bei Mg-Spänen.

Begründung: Magnesium-Späne haben eine grössere Oberfläche bzw. einen höheren Zerteilungsgrad 🡪 mehr erfolgreiche Zusammenstösse möglich

4. Sie haben experimentell drei verschiedene Faktoren kennen gelernt, wie die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflusst werden kann. Welche sind das? Wie könnte man die RG zusätzlich erhöhen?

1. Konzentration: Die RG nimmt mit der Konzentration der Edukte zu (Erhöhung der Schwefelsäurekonzentration)
2. Temperatur: Bei vielen Reaktionen bewirkt eine Temperaturerhöhung um 10 °C etwa eine Verdoppelung der RG (RGT-Regel)
3. Oberfläche: Die RG nimmt mit dem Zerteilungsgrad zu (Mg-Pulver statt Mg-Stäbchen)

🡪 Zusätzliche Erhöhung der RG durch Zusatz eines Katalysators, z. B. durch Zusatz von Cu-Pulver

**Zusatzaufgabe**: Was könnte der Grund dafür sein, dass mit steigender Konzentration der Schwefelsäure die Reaktionsgeschwindigkeit nicht konstant zunimmt?

Schwefelsäure reagiert mit Wasser zu Hydroniumionen, welche als eigentlicher Oxidator dem Magnesium die Elektronen entreissen.

Unter der Annahme, dass jedes Schwefelsäuremolekül mit zwei Wassermolekülen reagiert, beträgt das ideale Molverhältnis zwischen Schwefelsäure und Wasser:

$\frac{H\_{2}SO\_{4}}{H\_{2}O}$ = $\frac{1 mol}{2 mol}$ 🡪 Massenverhältnis $\frac{98 g}{36 g}$ 🡪 $\frac{73.12\% H\_{2}SO\_{4}}{26.88 \% H\_{2}O}$

Berechnung der idealen Konzentration Schwefelsäure:

$\frac{73.12\% H\_{2}SO\_{4}}{26.88 \% H\_{2}O}$ 🡪 bei 1 kg Schwefelsäure: $\frac{731 g H\_{2}SO\_{4}}{268 g H\_{2}O}$

731 g H2SO4 ≙ 7.46 mol

🡪 Ideale Schwefelsäurekonzentration (theoretisch): 7.46 M

Experimentell wird die höchste Reaktionsgeschwindigkeit aber bei einer Konzentration von 3.5 M erreicht: 🡪 Massenverhältnis: $\frac{343 g H\_{2}SO\_{4}}{657 g H\_{2}O}$ ≙ $\frac{3.5 mol g H\_{2}SO\_{4}}{36.5 mol H\_{2}O}$

***🡪 Molverhältnis zwischen H2SO4 und H2O etwa 1:10 statt 1:2***

Warum braucht es fünf Mal mehr Wassermoleküle?

Zwei mögliche Ursachen:

a) Es braucht zusätzliche Wassermoleküle für die Hydratisierung der SO42– und Mg2+ - Ionen

b) Es braucht einen Überschuss an Wassermolekülen, um die Gleichgewichtsreaktion der Deprotonierung von HSO4–, deren Gleichgewicht mit einem pKs-Wert von 1.9 links liegt, genügend stark nach rechts zu verschieben