

Themenfeld Reaktionsgeschwindigkeit

Advance Organizer und eine kurze Beschreibung



LNCU.de
ID 2508
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen

M1 Informationen für Lehrende

Warum Kinetik?

Die **Legitimation** der Themenfeldes rein über eine effektive Steuerung von Reaktionen mit Blick auf die „wirtschaftliche Herstellung unterschiedlicher Produkte wie Medikamente und Aromastoffe“¹ ist nach unserer Ansicht bei weitem nicht ausreichend.

Eine **Notwendigkeit der Behandlung** ergibt sich für uns eher aus der Tatsache, dass im schulischen Kontext chemische Gleichgewichte und deren Beeinflussung in der Regel nicht thermodynamisch hergeleitet werden, sondern durch die Betrachtung der Reaktionsgeschwindigkeit.

Und erst „mit der Einbeziehung des chemischen Gleichgewichtes in die Betrachtung chemischer Reaktionen und der Möglichkeit seiner Beeinflussung können die **Auswirkungen anthropogener Eingriffe in Kreisläufe der Natur** beispielsweise hinsichtlich der für die kommenden Generationen wichtigen Fragen des **Klimawandels** eingeschätzt und der ökologische und ökonomische Nutzen in technischen Verfahren beurteilt werden.“²

Schwerpunkte NRW

- Reaktionskinetik: Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit
- Steuerung chemischer Reaktionen: Oberfläche, Konzentration, Temperatur und Druck
- Katalyse³



Abb. 1: Reihenübersicht und konkretisierte Kompetenzerwartungen.⁴

M2 Ein möglicher Unterrichtsgang

Inhalte, konkretisierte Kompetenzerwartungen, Anmerkungen

1. Kalk lösen

Wie wirken Kalkentferner?

Was passiert, wenn man Kalk mit sauren Reinigern zusammenbringt? Welches Gas entsteht? Wie funktioniert es besonders gut und warum soll man vorsichtig beim Reinigen von Armaturen (aus unedlen Metallen) sein?

Die bereits aus dem Themenkomplex „Saure Lösungen“ (Sekundarstufe I) bekannte Reaktion einer sauren Lösung mit Kalk bzw. Magnesium wird exemplarisch genutzt, um den Begriff der Reaktionsgeschwindigkeit einzuführen.

Der Umgang mit der Sprizentechnik ChemZ (Auffangen eines Gases, Umfüllen) macht dies besonders einfach und eindrucksvoll möglich! Die Reaktion von Salzsäure mit Magnesium wird als „Leitexperiment“ genau in den Blick genommen (Versuch zum Auffangen des Gases, Bestimmung als Wasserstoff) und wenig später bei der Faktorenvarianz erneut genutzt.

2. Geschwindigkeit

Die Bälleschlacht im Kinderzimmer

Anhand einer Analogie erfolgt die Einführung von Anfangs-, Durchschnitts- und Momentangeschwindigkeit sowie der Betrachtung des Betrags.

Der Einfluss von c bzw. k wird angelegt.

Konkrete „Teilchen“ in Form von Bällen ermöglichen ein Zählen/Rechnen sowie die Verknüpfung von Wertetabellen und Grafen.

Bewusst wird das Aufräumen in der Analogie „nacheinander“ betrachtet. Erst später wird dann die „Gleichzeitigkeit der Abläufe“ das chemische Gleichgewicht als dynamisch erkennbar machen.

Vom Kinderzimmer ins Labor

Bei der Reaktionsgeschwindigkeit handelt es sich um eine Konzentrationsänderung pro Zeit. Gut beobachten kann man vor allem Massen- oder Volumenänderung beim Entstehen von Gasen!

Der Versuch mit Magnesium ist leichter zu deuten und wird daher verwendet.

In die Kurvenauswertung einfließen sollte die Bestimmung der Durchschnittsgeschwindigkeit und der Anfangsgeschwindigkeit.

3. Faktoren

Der Einfluss des Zerteilungsgrades

Der gleiche Versuch wird nun immer wieder mit Varianz eines Faktors erneut durchgeführt und ausgewertet.

Die Vergrößerung der Oberfläche hat für Lernende ersichtlich einen Einfluss und ist auch einfach zu erklären. Der Fokus liegt dabei auf der Teilchenebene (Einführung der Stoßtheorie). In Vorbereitung der RGT-Regel wird hier (für nur eine Temperatur) schon geklärt, dass nicht jeder Stoß zum Treffer führt, dass es einer Mindestenergie bedarf und dass nur wenige Teilchen in einer Stoffprobe über die Mindestenergie verfügen.

Konzentration und Stoßtheorie

Auch die Konzentration hat einen Einfluss! Dies erklärt zudem, warum die Geschwindigkeit im Laufe der Reaktion abnimmt.

Erfahrungsgemäß ist die Mathematisierung der Proportionalität wichtig. Der Proportionalitätsfaktor wird im Folgenden benötigt und die „Treffererfolgswahrscheinlichkeit“ und später „K“ als Gleichgewichtskonstante mathematisch abstrakt beschreiben zu können.

Basierend auf der Stoßtheorie würde man nicht erwarten, dass es nur empirisch zu ermittelnde Reaktionsordnungen gibt. Hier genügt zunächst eine kurze Betrachtung mit dem Hinweis, dass manche Reaktionen mehrschrittig ablaufen.

Die RGT Regel

Das Modell der Stoßtheorie liefert scheinbar einfache Erklärungen, da mit einer **Temperaturerhöhung** die Geschwindigkeit der Teilchen und damit die „Anzahl möglicher Stöße“ zunimmt.

Die alleinige Argumentation über die veränderte Anzahl von Stößen hält aber einer genaueren Betrachtung nicht Stand und muss erweitert werden. Wichtig ist die **Anzahl** der „molekularen **Treffer**“, **die zu einer Reaktion führen**.

Hierzu werden parallel erneut ein Enthalpie Diagramm, Aktivierungsenergie, Boltzmannverteilung und Mindestenergie bei verschiedenen Temperaturen betrachtet und die Beziehungen zueinander verdeutlicht. Interessant ist es, bei der Auswertung des Versuchs auch auf gegenläufige Wirkungen (exotherme Reaktion führt zur Erhöhung der Temperatur bei gleichzeitiger Abnahme der Konzentration der Lösung) einzugehen.

Die Rolle eines Katalysators

Die Katalyse im Anschluss an die RGT-Regel zu betrachten hat den Vorteil, dass alle für die Begründungszusammenhänge notwendigen Begriffe und Diagramme (u. a. Enthalpiediagramm, Boltzmannverteilung) bekannt sind.

Ein parallel durchgeführter (Demo-)Versuch mit Wasserstoffperoxid und Katalase (Trockenhefe) veranschaulicht dies nicht nur, sondern ermöglicht auch eine Verknüpfung mit den Inhalten des Biologieunterrichts (Enzymatik).

4. Ester

Eine **Veresterungsreaktion** erfolgt im Essig im Beisein von Restalkohol scheinbar automatisch.

Ihre exemplarische Betrachtung, ggf. weitere Syntheseveruche und die Beschreibung der Kondensationsreaktionen richten das Hauptaugenmerk noch einmal zusammenfassend auf die **Geschwindigkeit von Reaktionen** und deren Beeinflussung.

Nachfolgend lässt sich am Beispiel der Veresterung gut begriffbar machen, dass **Reaktionen**, die in einer Phase stattfinden, in der Regel **nicht vollständig ablaufen**, sondern Rückreaktionen dazu führen, dass sich ein **chemisches Gleichgewicht** einstellt.

Dessen Dynamik auf Teilchenebene, das Massenwirkungsgesetz und das Prinzip von Le Chatelier sind dann Inhalte der anschließenden Unterrichtsreihen.

Einzelnachweise

- 1 Ministerium für Schule und Bildung NRW (Hrsg.) (2022): Kernlehrplan für die Sekundarstufe II Gymnasium / Gesamtschule in Nordrhein-Westfalen, Chemie. S.19ff
- 2 Ministerium für Schule und Bildung NRW (Hrsg.) (2022): a. a. O.
- 3 Ministerium für Schule und Bildung NRW (Hrsg.) (2022): Kernlehrplan für die Sekundarstufe II Gymnasium / Gesamtschule in Nordrhein-Westfalen, Chemie. S.30
- 4 Gregor von Borstel. 2025