

SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

Chemische Reaktionen - verblüffende Effekte

Das komplette Material finden Sie hier:

School-Scout.de





Thema: **Chemische Reaktionen mit verblüffenden Effekten**
Versuchsvorschriften für spannende Experimente und chemische „Zaubertricks“

Bestellnummer: 44321

Kurzvorstellung des Materials:

- Sie wollen andere beeindrucken? Hier ein Hilfsmittel: Ideale Experimente für Vertretungsstunden, Chemie-AGs, Tüftler, Hobbyexperimentatoren und solche, die es werden wollen
- Dieses Material macht es möglich, diese schönen und zugleich interessanten Versuche in den Unterricht einzubinden und verschönern so den Chemieunterricht.

Sicherheitshinweis: Alle chemischen Experimente sind stets unter Beachtung der hier nicht extra aufgeführten Warnhinweise, Risikosätze, Sicherheitsmaßnahmen und Entsorgungsvorschriften durchzuführen!

Übersicht über die Teile

- Zaubertinten und Geheimschriften
- Chemische Uhren (Versuchsvorschriften zur Untersuchung der Reaktionsgeschwindigkeit in Abhängigkeit von Konzentration und Temperatur und zur Nutzung dieses Wissens, um Andere mit „Zaubertricks“ zu verblüffen)
- Katalysatoren – geheimnisvolle Zauberstoffe?
- „Seeschlange“ und „Chemischer Garten“
- Auswertungshilfen und Zusatzinformationen zum Unterrichtsthema Reaktionsgeschwindigkeit / Kinetik

Information zum Dokument Ca. 6 Seiten

SCHOOL-SCOUT – schnelle Hilfe per E-Mail

SCHOOL-SCOUT ♦ Der persönliche Schulservice
Internet: <http://www.School-Scout.de>
E-Mail: info@School-Scout.de

cher Mengen beider Lösungen in einem kleinen Becherglas oder einem nicht zu kleinen Reagenzglas ermittelt man die Zeit bis zum Verschwinden der Farbe.

d) Der Versuch wird bei folgenden Temperaturen im sich abkühlenden Wasserbad jeweils einmal wiederholt : $\vartheta = + 60, 50, 40, 30^{\circ}\text{C}$ sowie zum Schluss in Eiswasser (0°C). Tabellieren und vergleichen Sie die Zeiten !

e) Ein ähnlicher Versuch ist die Reaktion von Thiosulfatlösung mit Säure (Kapitel 5, Versuch 4): Auch hier kann die Reaktionsgeschwindigkeit untersucht werden, indem man das Reaktionsgemisch mit stets gleichem Volumen - z.B. 25 ml - in einem Becherglas auf ein Blatt Papier stellt, auf das ein Kreuz gezeichnet wurde. Man stoppt dann jeweils die Sekunden, die vergehen, bis dass das Kreuz von oben aufgrund der zunehmenden Trübung durch Schwefel nicht mehr sichtbar ist.

Zur Auswertung:

Eine Lösung von Natriumthiosulfat (chemische Formel: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) bestimmter Konzentration wird mit einer bestimmten Menge verdünnter Salzsäure bekannter Konzentration versetzt, welche dann das Thiosulfation unter Bildung von Schwefel, Wasser und Schwefeldioxid (drei molekulare Stoffe) sowie Natriumchlorid zersetzt. Auch hier können dann die Konzentrationen beider Reaktionspartner sowie die Temperatur verändert werden, um die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von Zeit und Konzentration zu untersuchen. In Teil 2 dieser Versuchsreihe wird nun versucht, ein Reaktionsgemisch herzustellen, dass nach einer ganz bestimmten Zeitspanne in Sekunden den Farbumschlag zeigt:

Teil 2: Die „Uhr“ stellen

Versuchen Sie nun mithilfe der oben gewonnenen Daten Lösungen herzustellen, die den Farbumschlag genau 5, 10 oder 20 Sekunden nach dem Zusammengießen der Lösungen aufweisen, und notieren Sie die verwendeten Chemikalien, Konzentrationen, Temperaturen usw. möglichst so genau, dass der Versuch mithilfe Ihrer Angaben von jemandem wiederholt werden kann, der Teil 1 dieses Experimentes (die Voruntersuchungen) nicht gemacht hat.

Teil 3: Für Profis – die Ioduhr

a) Besorgen Sie zwei 300 ml Erlenmeyerkolben, eine Waage, Messzylinder, Kaliumiodat (KIO_3), Natriumsulfit (Na_2SO_3), Schwefelsäure (ca. 3 mol/L), Stärkelösung (etwa 1%ig) und stellen Sie folgende Reaktionsmischungen her: Lösung A aus 0,25 g KIO_3 in 150 ml Wasser, Lösung B als Gemisch aus den drei Komponenten 0,1 g Na_2SO_3 sowie 8 ml 1%ige Stärkelösung in 142 ml Wasser und 0,5 ml 3 mol/L H_2SO_4 (zusammen also ebenfalls ca. 150 ml).

b) Jeweils genau 25 oder 50 ml der beiden farblosen Lösungen zusammengießen. Nach ziemlich genau 15 Sekunden färbt sich die Lösung plötzlich blauschwarz.

Hinweise: Die Wirkung des Effektes kann gesteigert werden, indem man eine ganze Reihe von kleineren Reaktionsgefäßen aufstellt, alle miteinander mit gleichen Mengen der Lösung A auffüllt und danach der Reihe nach mit jeweils gleichen Mengen B versetzt. Die Lösungen färben sich dann der Reihe nach (von der Seite beginnend, wo man aufzufüllen begann) schwarzblau. Folgende Redoxvorgänge laufen hierbei ab:

$\text{IO}_3^- + 3 \text{SO}_2^{2-} \rightarrow \text{I}^- + 3 \text{SO}_4^{2-}$ sowie $\text{IO}_3^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Das entstehende Iod wird zunächst vom Sulfit reduziert: $\text{I}_2 + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. Erst wenn alles

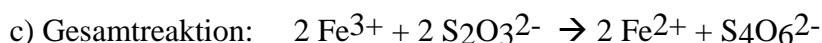
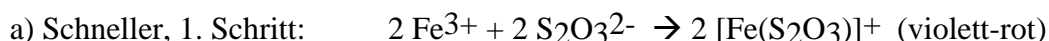
ANHANG:**Auswertungshilfen und Zusatzinformationen zum Thema: Reaktionsgeschwindigkeit (Kinetik) :**

Neben der Lage eines chemischen Gleichgewichts ist ebenso der zeitliche Ablauf chemischer Reaktionen von Interesse. Es besteht nämlich keine Beziehung zwischen der Triebkraft einer Reaktion und ihrer Geschwindigkeit. Die Frage nach der Reaktionsgeschwindigkeit (RG) beantwortet die Reaktionskinetik.

Die Problemstellung der Reaktionskinetik ist jedoch wesentlich komplizierter, denn die zeitliche Veränderung eines Systems hängt nicht nur von seinem Anfangs- und Endzustand ab, sondern auch vom Reaktionsweg der chemischen Umsetzung (molekularer Ablauf der Reaktion; Reaktionsmechanismus). Einer Reaktionsgleichung können nämlich mehrere **Reaktionsschritte** zu Grunde liegen (zusammengesetzte Reaktion), deren langsamster Schritt die beobachtbare Reaktionsgeschwindigkeit bestimmt.

Eine Reaktion kann nur so schnell ablaufen, wie es ihr langsamster Schritt erlaubt.

Beispiel: Reaktion von Eisen(III)chlorid mit Natriumthiosulfat



Die Gleichungen a) und b) geben den Reaktionsmechanismus wieder. Die Gleichung c) ist die Bruttogleichung. Die Reaktionsgeschwindigkeit wird durch Teilschritt b) bestimmt: Man beobachtet, wie sich die rotgefärbte Lösung langsam aufhellt.

Für den praktisch arbeitenden Chemiker ist die Vertrautheit mit den Grundbegriffen der Reaktionskinetik von großer Bedeutung, wenn er die Reaktionsgeschwindigkeit und damit die Ausbeute pro Zeiteinheit erhöhen möchte.

Im Allgemeinen reagieren ionische Verbindungen (also anorganische Chemikalien) unmessbar schnell miteinander, während molekulare Stoffe (z.B. Gase, organische Verbindungen etc.) - von Explosionen wie bei TNT etc. ausgenommen - langsamer, d.h. mit messbarer Reaktionsgeschwindigkeit RG bzw. v reagieren. Die Reaktionsgeschwindigkeit v wird in Lösungen definiert als Konzentrationsänderung Δc eines Stoffes pro Zeitintervall Δt :

$$v = \Delta c / \Delta t .$$

Eine meßbare Abnahme der Eduktkonzentration oder Zunahme der Produktmenge (Gase) oder -konzentration (Lösungen) ermöglicht somit eine Berechnung von v in der Einheit mol / s (Mol pro Sekunde) oder - bei Lösungen - in: mol / (l*s) (Mol pro Liter mal Sekunde): Je schneller z.B. bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure das Wasserstoffgas entsteht (oder bei der Neutralisation von Salzsäure mit Soda das Kohlendioxidgas), desto größer ist die Reaktionsgeschwindigkeit v . Würde sie negativ (z.B. durch Abnahme der Kohlendioxidmenge über der alkalischen Sodalösung), so wäre bereits die Rückreaktion im Gange.

Da bei umkehrbaren Reaktionen Gleichgewichtsreaktionen vorliegen, auf die das MWG zutrifft, kann hier festgestellt werden, dass der Gleichgewichtszustand eines Systems dann erreicht worden ist (die Reaktion also scheinbar beendet worden ist), wenn die Geschwindigkeit

Zwischenstoffe kann ein Katalysator noch eine weitere Funktion erfüllen: aus dem gleichen Ausgangsstoff können durch geeignete Katalysatoren verschiedene Endprodukte erhalten werden (selektive Katalyse).

Weitere Auswertungshilfen zu den o.g. Reaktionen:

- 1): **Eisen(III)chlorid + Natriumthiosulfat → Eisen(II)chlorid + Eisen(II) bzw. Natriumtetrathionat**
(eine Redoxreaktion in 2 Einzelschritten, genaues Schema vgl. oben;
es entsteht zwischenzeitlich ein gut erkennbares, rotviolettes $\text{Fe}(\text{S}_2\text{O}_3)^+$ -Ion , d.h.
gut erkennbare Entfärbung zum Ende der Reaktionsdauer !) –
- 2): **Wasserstoffperoxid → Wasser + Sauerstoff**
(eine Redoxreaktion mit gasförmigem Produkt, die unter ungestörten Umständen sehr
sehr langsam verläuft, hier aber beobachtbar wird),
- 3): **Oxalsäure + Kaliumpermanganat + Schwefelsäure → Kohlendioxid + Mangan(II)sulfat + Wasser**
oder in Formeln:
$$5 \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 16 \text{H}^+ + 2 \text{MnO}_4^- \rightarrow 10 \text{CO}_2 \uparrow + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$$
 (Elektronenaustausch).
(eine ebenfalls langsame Redoxreaktion, bei der eines der Produkte die Reaktionsgeschwindigkeit stark vergrößern kann, ohne selbst dabei verbraucht zu werden: Katalysator-Eigenschaft , Ende der Reaktionsdauer hier erkennbar an Entfärbung **und** Gasentwicklung !)

Ein Arbeitsbericht oder **Versuchsprotokoll** sollte zwecks Wiederholbarkeit der Versuche durch Dritte die verwendeten Mengenangaben in Gramm, die Temperaturen in °C und die gemessenen Reaktionszeiten in Sekunden enthalten, als Auswertung möglichst auch einige zusammenfassende Aussagen über die Beeinflussbarkeit der Reaktionsgeschwindigkeit durch Temperatur- und Konzentrationsänderungen, sowie Katalysatorzugabe aufweisen.



SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

Chemische Reaktionen - verblüffende Effekte

Das komplette Material finden Sie hier:

School-Scout.de

