

Chemisches Gleichgewicht und Kinetik

Chemisches Gleichgewicht: viele Reaktionen laufen nicht vollständig unter Umwandlung der Edukte in die Produkte ab. Neben der *Hinreaktion* können auch bereits entstandene Endprodukte unter einer *Rückreaktion* der Produkte wieder umgesetzt werden. Zwischen den an der Reaktion beteiligten Molekülen stellt sich ein Zustand ein, bei dem sich die Zusammensetzung des Reaktionsgemisches nicht weiter ändert. Dieser Zustand nennt sich chemisches Gleichgewicht.

Kinetik: beschreibt den zeitlichen Ablauf chemischer Reaktionen

Um eine Vorhersage treffen zu können, ob und wie eine Reaktion abläuft, müssen neben der Energiebilanz und dem Vorzeichen der Änderung der freien Enthalpie ΔG auch Informationen über die *Geschwindigkeit* der Reaktionen vorliegen.

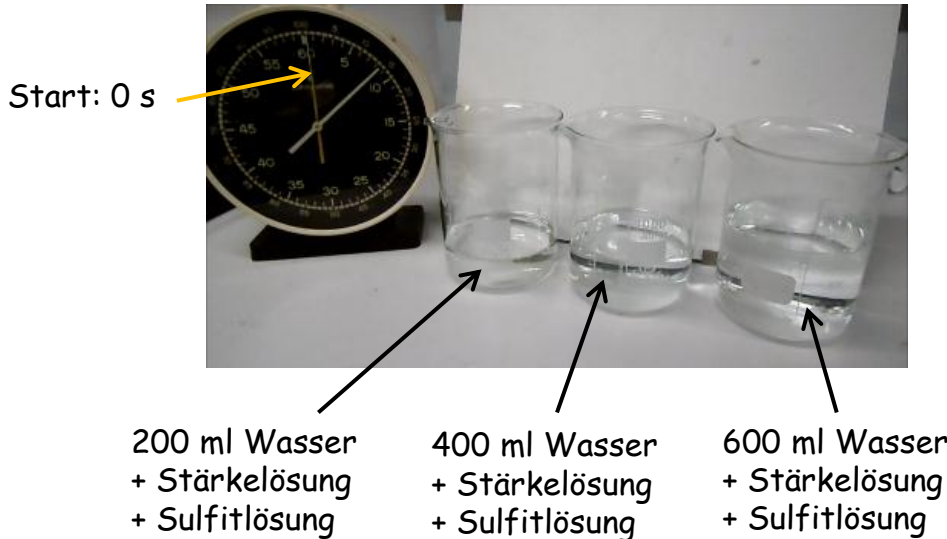
Kenngröße: Reaktionsgeschwindigkeit: definiert als zeitliche Änderung der Menge eines Stoffes (Konzentration oder Partialdruck), der durch die betrachtete Reaktion erzeugt oder verbraucht wird.

Reaktionen können durch *Gesetze* des zeitlichen Ablaufs beschrieben werden. Solche *Geschwindigkeitsgesetze* erhält man durch die experimentelle Messung der Konzentration oder des Drucks der Reaktionspartner als Funktion der Zeit.

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist abhängig von verschiedenen Faktoren: z. B. Konzentration, Temperatur, Katalysatoren, Teilchenoberfläche...

Chemisches Gleichgewicht und Kinetik

Landolt'sche Zeitreaktion: Geschwindigkeit einer chemische Reaktion hängt von der Konzentration ihrer Edukte ab



In drei Bechergläsern wird Wasser in jeweils unterschiedlicher Menge vorgelegt. Anschließend werden jeweils in jedes Becherglas ein Stärkelösung (die gleiche Menge in jedes Becherglas) sowie eine Lösung aus Natriumsulfit, konz. Schwefelsäure und Ethanol dazugegeben und gut verrührt. Dann wird in alle drei Bechergläser gleichzeitig bzw. ganz schnell hintereinander eine Kaliumiodatlösung dazugegeben und die Stoppuhr wird gestartet.

Iodatlösung



Chemisches Gleichgewicht und Kinetik

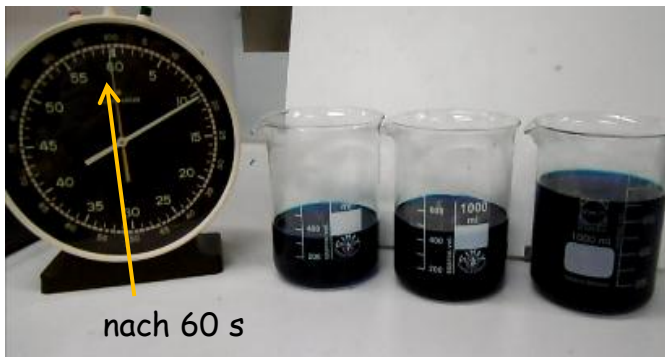
Beobachtung:



- nach ca. 14 Sekunden ist im ersten Becherglas (geringste Menge an Wasser) ein plötzlicher Farbumschlag von farblos nach dunkelblau beobachtbar



- nach ca. 28 Sekunden ist nun auch im zweiten Becherglas (mittlere Menge an Wasser) ein plötzlicher Farbumschlag von farblos nach dunkelblau beobachtbar

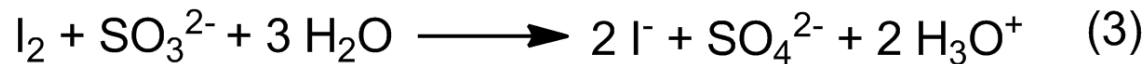
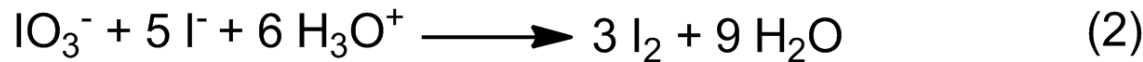
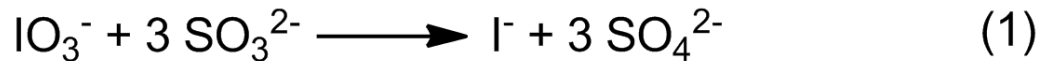


- nach ca. 60 Sekunden ist schließlich auch im dritten Becherglas (größte Menge an Wasser) ein plötzlicher Farbumschlag von farblos nach dunkelblau beobachtbar

Chemisches Gleichgewicht und Kinetik

Landolt'sche Zeitreaktion: Erklärung

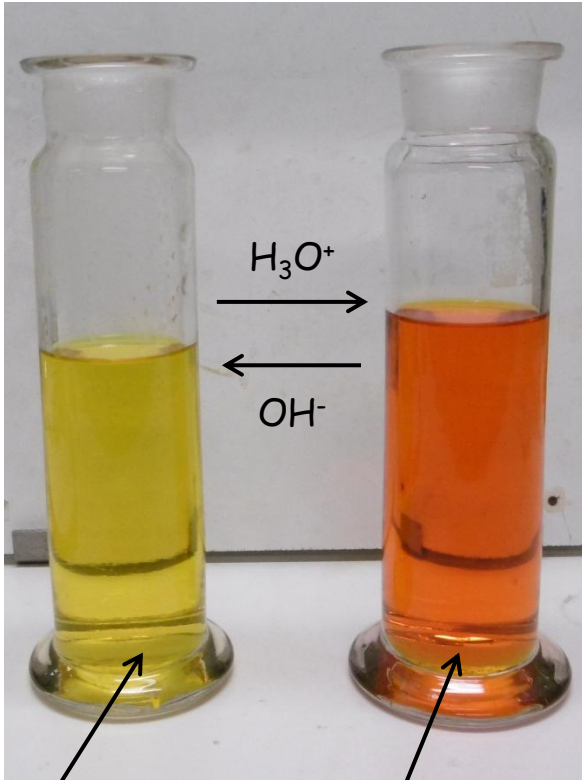
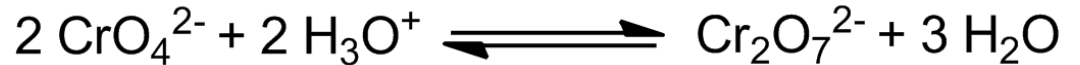
In diesem Versuch laufen drei verschiedene Reaktionen ab. Die erste Reaktion ist eine Redoxreaktion, in der aus Iodat und Sulfid Iodid entsteht. In der zweiten Reaktion komproportionieren Iodat und Iodid zu Iod. Aber solange noch Sulfid in der Lösung vorliegt, wird Iod zu Iodid reduziert. Da die Reaktion 4 sehr schnell ist, wird Iod erst nachweisbar, wenn durch die Reaktionen 1 und 3 das ganze Sulfid verbraucht ist. Erst dann kann das Iod mit dem überschüssigem Iodid reagieren, wobei Polyiodid (I_5^-) entsteht, das mit der Stärke eine blaue Einlagerungsverbindung ergibt.



Je höher die Konzentration der Reaktionspartner ist, d.h. je weniger Wasser als Lösungsmittel im Becherglas vorhanden ist, desto größer ist die Wahrscheinlichkeit der Zusammenstöße der Teilchen, die miteinander reagieren können. Deshalb ist die Blaufärbung im Becherglas mit der geringsten Wassermenge am schnellsten zu beobachten bzw. im Becherglas mit der größten Wassermenge am langsamsten.

Chemisches Gleichgewicht und Kinetik

Chromat/Dichromat-Gleichgewicht



Chromatlösung

Dichromatlösung

In einer verdünnten Lösung von gelbem Chromat ist stets Dichromat vorhanden, da sich beide Anionen in einem Gleichgewicht befinden. Durch Zugabe von Säure bzw. Base kann das Gleichgewicht nach rechts bzw. links verschoben werden.

> Prinzip von Le Chatelier

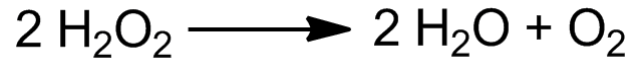
Durch Zugabe von Säure wird die Konzentration auf der linken Seite erhöht und das Gleichgewicht stellt sich neu ein, indem rechts auch mehr Produkt = Dichromat entsteht, was am Farbumschlag nach orange zu beobachten ist.

Durch Zugabe von Base wird die Säure neutralisiert, d.h. „vernichtet“, das bedeutet die Konzentration der Säure wird geringer, sodass sich wieder ein neues Gleichgewicht einstellt und nun mehr gelbes Chromat entsteht, was der Farbumschlag nach gelb anzeigt.

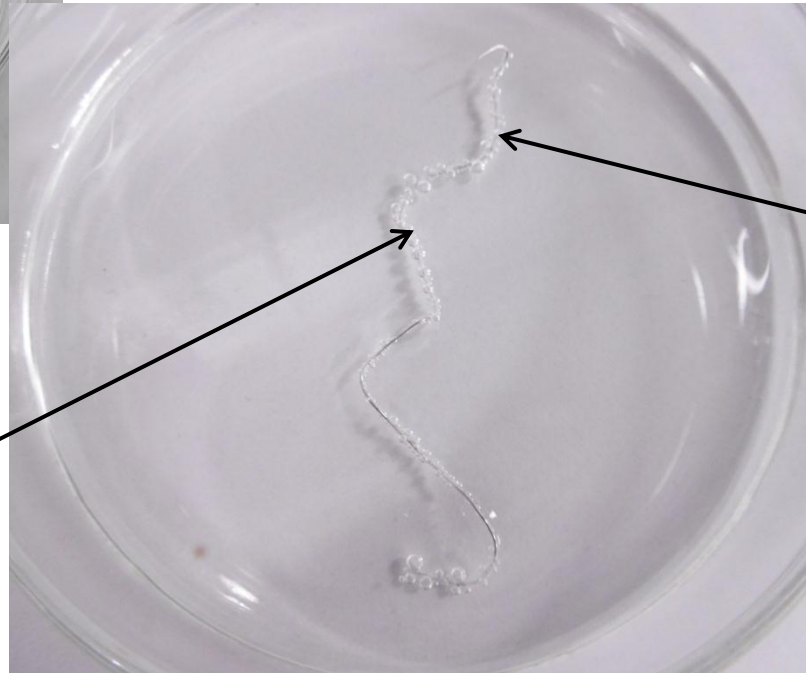
Chemisches Gleichgewicht und Kinetik

Katalyse

Die Geschwindigkeit einer Reaktion kann durch einen Katalysator erhöht werden. Die Zersetzung von Wasserstoffperoxid wird mittels eines Platindrahtes katalysiert. Die Entstehung von Sauerstoff kann anhand die Bildung von Bläschen entlang des Platindrahtes beobachtet werden.



Glasschale mit
 H_2O_2 -Lösung (30%)



„Perlenkette“
aus Luftblasen
entlang des Platindrahtes

Sauerstoff entsteht

Chemisches Gleichgewicht und Kinetik

Eine Reaktion bzw. Reaktionsgeschwindigkeit kann durch die Partikelgröße beeinflusst werden. Je feinverteilter ein Stoff ist, desto mehr Oberfläche ist vorhanden, die mit einem anderen Stoff „reagieren“ kann.



gelbes Eisen(II)-oxalat

Das gelbe Eisen(II)-Oxalat (FeC_2O_4) wird solange erhitzt bis sich der Feststoff von gelb nach schwarz verfärbt hat. Durch das Erhitzen wird das FeC_2O_4 zersetzt und es entsteht ein sehr fein pulveriges und pyrophores Gemisch aus Eisen(II)-oxid und metallischem Eisen.



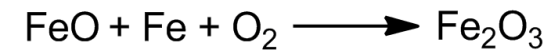
FeC_2O_4 wird erhitzt



Funkenregen

feuerfester Tonteller

Sobald sich das gelbe Pulver schwarz verfärbt hat, wird das Reagenzglas umgedreht und der Inhalt von oben auf eine feuerfeste Unterlage ausgeschüttet. Ein hell-leuchtender Funkenregen ist zu beobachten. Das pyrophore Gemisch reagiert in einer stark exothermen Reaktion mit dem Luftsauerstoff, wobei rotes Eisen(III)-oxid entsteht.



rotes Fe_2O_3