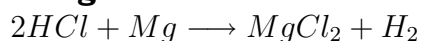


0.1 Geschwindigkeit bei Reaktionen

Versuch

Salzsäure reagiert mit Magnesium

Erklärung



Beobachtung

Das *Mg*-Pulver reagiert schneller mit der Salzsäure als die *Mg*-Späne.

Definition: Reaktionsgeschwindigkeit = $\frac{\text{Stoffumsatz}}{\text{Zeit}}$;

(Hier: Siehe Abbildung zu 'Geschwindigkeit bei Reaktionen'.png)

0.1.1 Einflussgrößen auf die Reaktionsgeschwindigkeit

Abhängigkeit vom Zerteilungsgrad

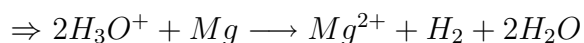
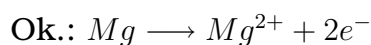
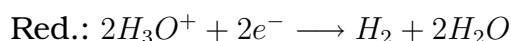
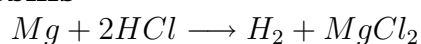
Versuch

Änderung des Zerteilungsgrades von Magnesium mit Salzsäure

Beobachtung

Heftige Gasentwicklung (H_2)

Ergebnis



Bei feinerer Verteilung wird die Oberfläche des Feststoffes vergrößert. Damit wächst die Zahl und somit die Konzentration der reaktionsbereiten Teilchen an der Oberfläche. Die Reaktionsgeschwindigkeit wird dadurch gesteigert.

Anwendungen im Alltag

- Wirbelschichtverfahren
- Lunge
- Darm

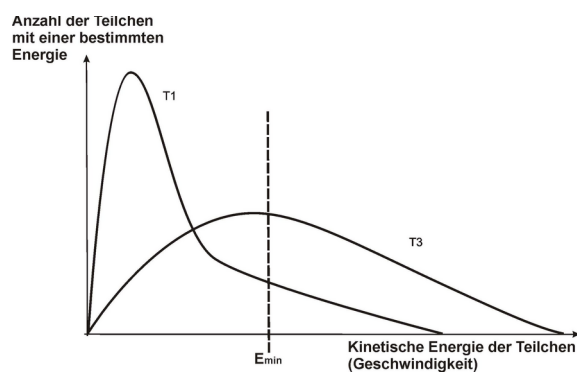
Abhängigkeit von der Temperatur

Versuch

Zwei Reagenzgläser, beide mit 0,1 molarer Thiosulfatlösung, das eine erhitzt, das andere nicht

Beobachtung

- Trübung
- Zunahme der Reaktionsgeschwindigkeit bei steigender Temperatur



Beispiel: $NO_2 + CO \longrightarrow NO + CO_2$

Ein erfolgreicher Zusammenstoß setzt eine Mindestenergie und die richtige Orientierung der Teilchen voraus.

Bei Erhöhung der Temperatur wird die Anzahl der Teilchen, die die Mindestenergie überschreiten, größer. Für den Reaktionserfolg von Teilchen ist der Zusammenstoß von Teilchen mit einer bestimmten, für das jeweilige Stoffsystem typischen, kinetischen Mindestenergie erforderlich.

RGT-Regel: Bei einer Temperaturerhöhung um 10°C verdoppelt bis verdreifacht sich die Reaktionsgeschwindigkeit (in einem Temperaturbereich von 0°C bis 40°C).

Abhängigkeit von der Konzentration

Versuch

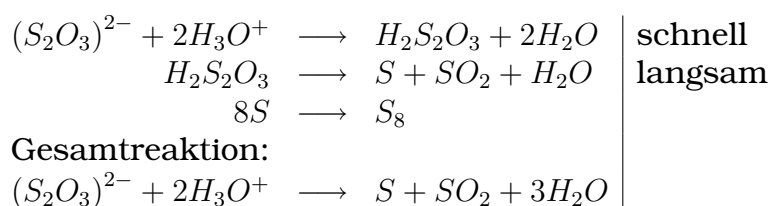
Natriumthiosulfatlösungen (verschiedener Konzentration) mit verdünnter Salzsäure

Beobachtung

Je höher die Konzentration an Natriumthiosulfatlösung, desto schneller erfolgt die Reaktion (Trübung).

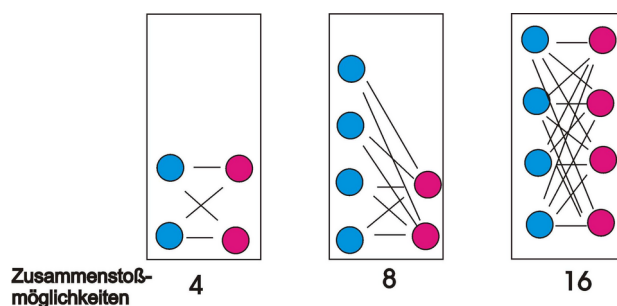
Fazit: $t \sim \frac{1}{c}$;

Die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion ist proportional dem Produkt der Konzentration der Ausgangsstoffe. Bei höherer Konzentration ist die Wahrscheinlichkeit, dass sich zwei Teilchen treffen, größer als bei niedriger Konzentration (nach der Kollisionstheorie).



Die langsamste Teilreaktion ist der geschwindigkeitsbestimmende Schritt.

Massenwirkungsprodukt



Beispiel: $H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI \Rightarrow RG = (k_1 \cdot k_2 = k) \cdot c(H_2) \cdot c(I_2)$;

Die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion ist proportional dem Produkt der Konzentration der Ausgangsstoffe.

Abhängigkeit vom Druck

Versuch

Einleiten von CO_2 in Wasser mit unterschiedlich hohem Druck

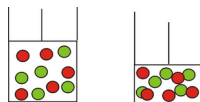
Beobachtung

Bromthymolblau wechselt Farbe von Blau nach Gelb.

Auswertung



Fazit: Druckerhöhung beschleunigt Reaktionen bei denen mindestens ein gasförmiger Reaktionspartner beteiligt ist.



Fazit: Die Reaktionsgeschwindigkeit ist dem Druck direkt proportional, da eine Druckerhöhung eine Konzentrationserhöhung bewirkt.

Abhängigkeit vom Katalysator

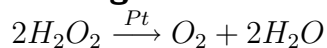
Versuch

Katalytische Zersetzung von Wasserstoffperoxid mit Platin

Beobachtung

Gasentwicklung

Auswertung

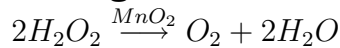


Versuch

Katalytische Zersetzung von Wasserstoffperoxid mit Braunstein (MnO_2)

Beobachtung

Glimmspanprobe fällt positiv aus, Gasentwicklung.

Auswertung

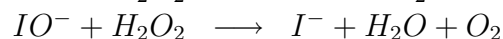
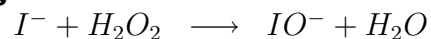
Heterogene Katalyse: Katalysator und reagierende Stoffe liegen in verschiedenen Phasen vor (hier: fest/flüssig).

Versuch

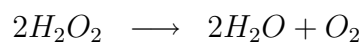
Iodidkatalysierte Wasserstoffperoxidzerersetzung

Beobachtung

Glimmspanprobe positiv

Auswertung

Gesamtreaktion:



Homogene Katalyse: Der Katalysator gehört der gleichen Phase an wie das Reaktionssystem (hier: flüssig/flüssig).

Fazit: Katalysatoren beschleunigen chemische Reaktionen durch Herabsetzen der Aktivierungsenergie. Sie liegen nach der Reaktion unverändert vor.

1. Diffusion der Reaktionspartner zur Katalysatoroberfläche
2. Adsorption der Moleküle auf der Oberfläche
3. Reaktion auf der Oberfläche:
Da bei den adsorbierten Sauerstoffmolekülen die O-O-Bindung gelöst wird, können nun auftretende Wasserstoffmoleküle mit ihnen in Wechselwirkung treten. Unter Spaltung der H-H-Bindung bilden sie mit den Sauerstoff-Molekülen Wasser-Moleküle.
4. Desorption der Reaktionsprodukte von der Oberfläche
5. Diffusion der Reaktionsprodukte von der Katalysatoroberfläche in die angrenzende Phase.

