M1 Ausgangsfrage

Warum gibt es eigentlich eine messbare Reaktionsgeschwindigkeit? In Gasgemischen bei normalen Drücken und Temperaturen kann jedes Molekül etwa 10^{10}-mal pro Sekunde auf ein anderes Molekül stoßen.

Aufgabenstellung

1. Benennen Sie die Annahme, die hinter der Ausgangsfrage (M1) steckt.
2. Beschreiben Sie unter Verwendung der Teilchenkollisionen im Modell (M2), was diese Annahme außer Acht lässt.
3. Geben Sie eine Antwort auf die Frage in M1 unter Verwendung der Diagramme zur Aktivierungsenergie (M3) für eine Reaktion und der Bewegungsenergie von Teilchen in einer Stoffprobe (M4).

M2 Teilchenkollisionen im Modell

Betrachten wir also nicht nur die Anzahl der Stöße, sondern auch ihre Qualität. Die Teilchen müssen in der richtigen Orientierung und mit genügend hoher Geschwindigkeit aufeinandertreffen, damit eine Reaktion stattfindet. Dies zeigt das Modell in Abb. 1.

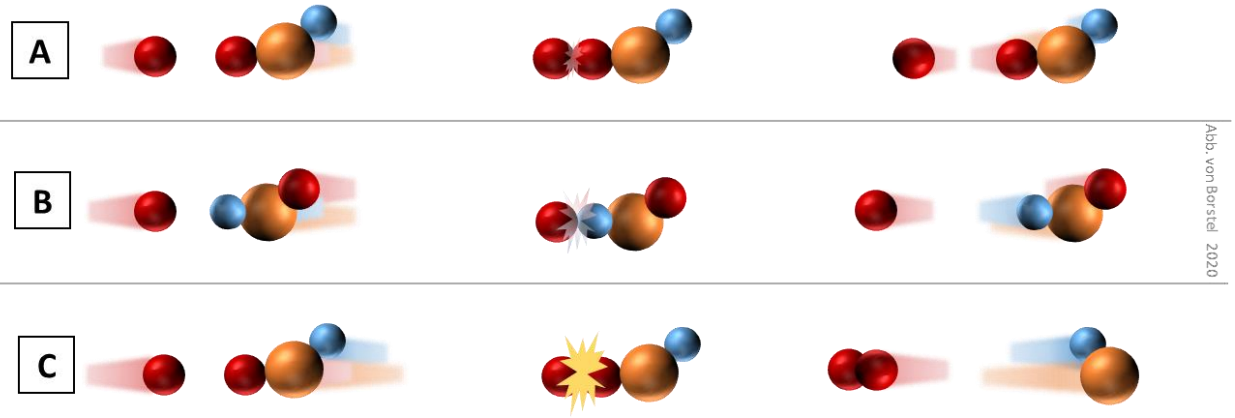


Abb. 1: Teilchen vor, während und nach der Kollision. Stoß A und Stoß B sind ineffektiv, Stoß C ist effektiv

Mögliche Zusatzaufgabe

Erläutern Sie mit Hilfe der Abb. 4 in M5 die zu beobachtende Erwärmung bei einer exothermen Reaktion auf Teilchenebene.

LNCU Team: G. von Borstel, Stand 2020. Alle Abbildungen und Materialien unter CC BY-SA 4.0

M3 Die Barriere der Aktivierungsenergie (E_A)

Bei einer chemischen Reaktion müssen Bindungen gestreckt, gebogen und letztlich aufgebrochen werden.

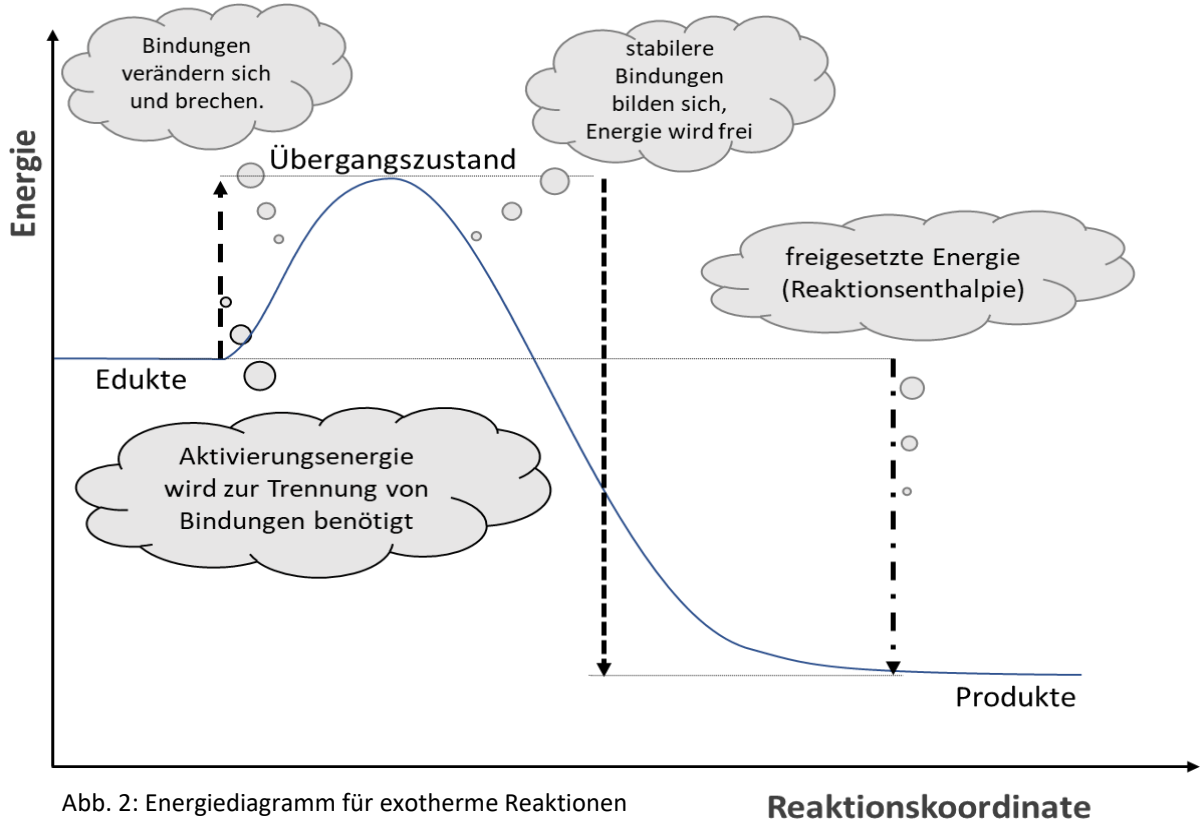


Abb. von Borstel

Abb. 2: Energiediagramm für exotherme Reaktionen

Die dafür notwendige Energie stammt aus der Bewegungsenergie der Teilchen beim Stoß.

M4 Die Bewegungsenergie von Teilchen in einer Stoffprobe

Bei gleicher Temperatur haben die Teilchen in einer Stoffprobe keineswegs die gleiche Geschwindigkeit. Sie stoßen permanent zusammen, werden gebremst und beschleunigt.

Es gibt also ein breites Spektrum an Geschwindigkeiten, die mit unterschiedlicher Häufigkeit auftreten. **Ludwig Boltzmann** hat erkannt, dass die Häufigkeitsverteilung der Geschwindigkeiten und damit Energie von Gasteilchen von der Temperatur abhängt und dies mathematisch erfasst.

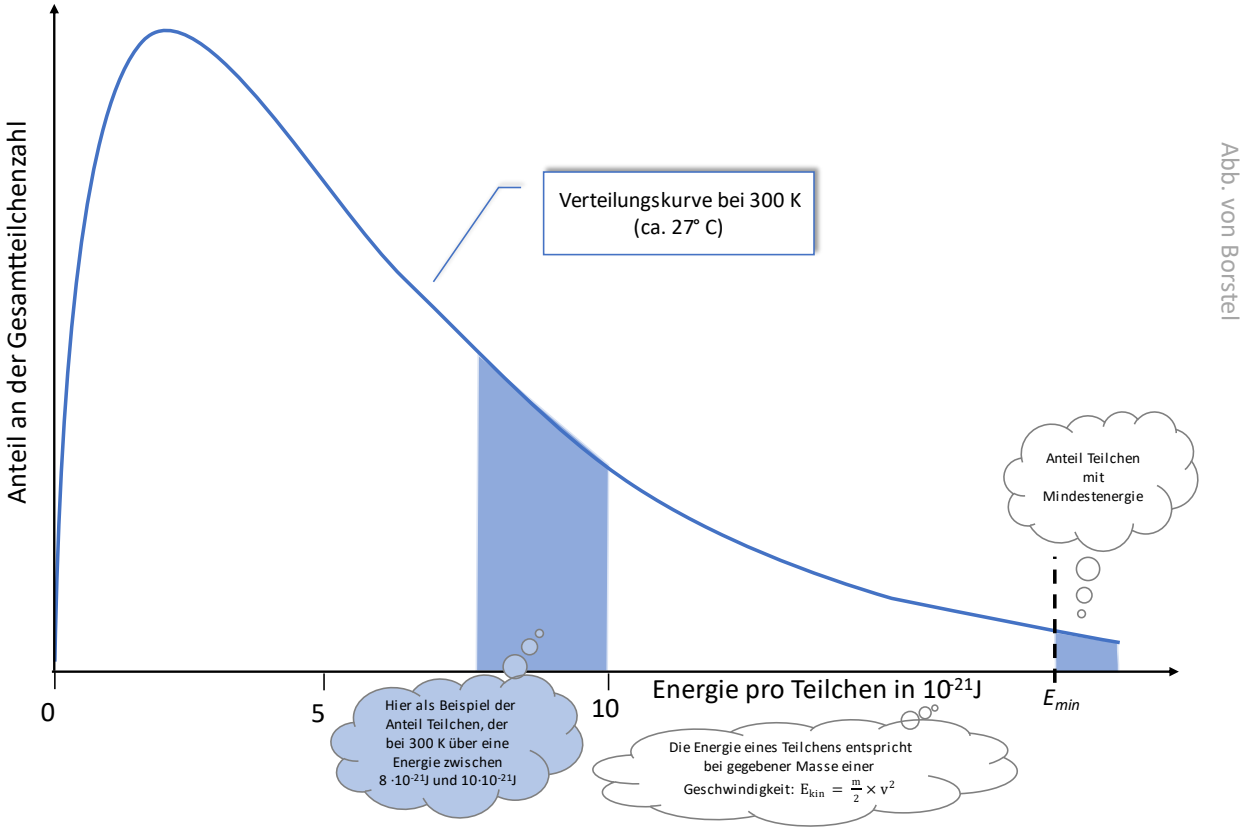
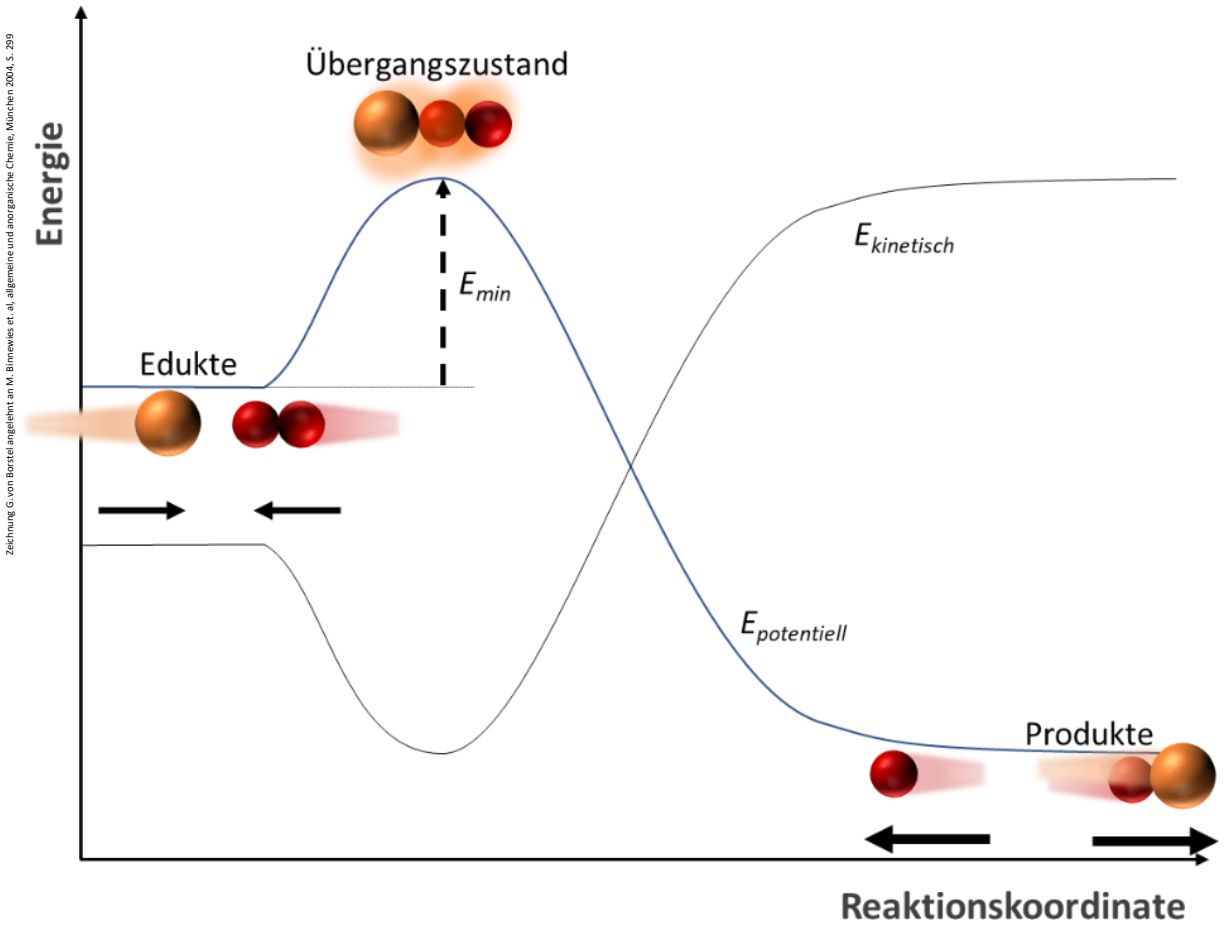


Abb. 3 Die sogenannte „Maxwell-Boltzmann-Verteilung“

M5 Auf einen Blick



Zeichnung G. von Borstel angelehnt an M. Binnewies et. al, allgemeine und anorganische Chemie, München 2004, S. 299

Abb. 4: Übergangszustand - maximale potenzielle und minimale kinetische Energie