Chemie · Abi auf 2 Seiten · 2 / 8

Energetik und Kinetik

Enthalpie, Kalorimetrie, Satz von Hess, Entropie, Gibbs, Reaktionsgeschwindigkeit, Katalyse

Im Abitur
Energiediagramme zeichnen und deuten, ΔH über Hess berechnen, Einflüsse auf die Geschwindigkeit mit dem Stoßmodell erklären.

Enthalpie

- **Reaktionsenthalpie ΔH:** bei konstantem Druck mit der Umgebung ausgetauschte Wärme.
- **Exotherm:** $\Delta H < 0$, Energie wird frei (Verbrennung, Neutralisation). **Endotherm:** $\Delta H > 0$, Energie wird aufgenommen.
- Bindungen **spalten** kostet Energie, Bindungen **bilden** setzt Energie frei. Die Bilanz entscheidet.
- **Standardbildungsenthalpie** $\Delta_f H°$: Bildung von 1 mol Stoff aus den Elementen. Für Elemente im Standardzustand gleich 0.

System
Offen, geschlossen, isoliert. ΔH immer aus Sicht des Systems: negativ = gibt ab.

Kalorimetrie

$Q = c \cdot m \cdot \Delta T$ mit c(Wasser) = 4,19 J/(g·K)

- Beispiel: 200 g Wasser erwärmen sich um 5 K → $Q = 4{,}19 \cdot 200 \cdot 5$ J = 4190 J ≈ 4,2 kJ.
- Danach durch die Stoffmenge teilen → ΔH in kJ/mol. Vorzeichen: Wasser wird warm → Reaktion exotherm → ΔH negativ.

Fehlerquellen
Wärmeverlust an die Umgebung, Wärmekapazität des Gefäßes, unvollständige Verbrennung.

Satz von Hess

Die Reaktionsenthalpie hängt nur von Anfangs- und Endzustand ab, nicht vom Weg.

$\Delta_r H° = \Sigma\, \Delta_f H°(\text{Produkte}) - \Sigma\, \Delta_f H°(\text{Edukte})$

- Methan: $CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O(l)$
- $\Delta_r H° = (-393{,}5) + 2 \cdot (-285{,}8) - (-74{,}8) =$ **−890,3 kJ/mol** (O_2 zählt 0).

Koeffizienten
Werte immer mit der Stoffmenge aus der Gleichung multiplizieren.

Entropie und freie Enthalpie

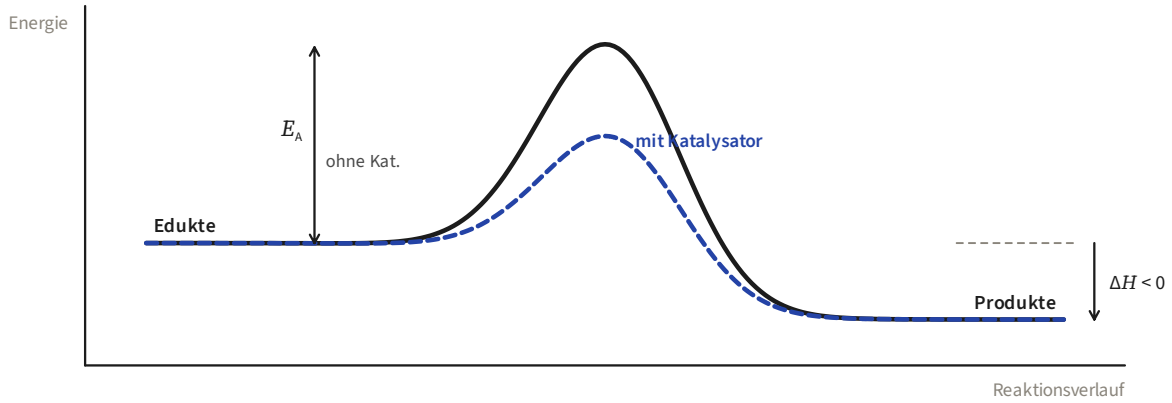
$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ (Gibbs-Helmholtz, T in Kelvin)

ΔH	ΔS	ΔG	freiwillig?
< 0	> 0	immer < 0	immer
> 0	< 0	immer > 0	nie
< 0	< 0	< 0 bei tiefer T	nur kalt
> 0	> 0	< 0 bei hoher T	nur heiß

Entropie S
Maß für die Zahl der Anordnungsmöglichkeiten. Steigt z. B. bei mehr Gasteilchen, beim Lösen, beim Verdampfen.

Einheiten
ΔS meist in J/(mol·K), ΔH in kJ/mol: vorher umrechnen!

Energiediagramm und Katalysator



Reaktionsgeschwindigkeit

$v = \Delta c / \Delta t$ (Konzentrationsänderung pro Zeit, mittlere Geschwindigkeit)

- Im c-t-Diagramm ist die Steigung der Tangente die momentane Geschwindigkeit. Sie nimmt meist ab, weil die Edukte verbraucht werden.
- **Stoßtheorie:** Teilchen reagieren nur, wenn sie zusammenstoßen, und zwar mit genug Energie ($\geq E_A$) und passender Ausrichtung.

Messen
Gasvolumen pro Zeit, Massenabnahme, Farbänderung oder Leitfähigkeit.

Einflussfaktoren

Faktor	Wirkung	Erklärung
Konzentration / Druck	höher → schneller	mehr Zusammenstöße pro Zeit
Zerteilungsgrad	feiner → schneller	größere Oberfläche
Temperatur	+10 K → etwa 2- bis 3-mal schneller	mehr Teilchen haben genug Energie, häufigere Stöße
Katalysator	schneller	anderer Weg mit kleinerer E_A

RGT-Regel
Faustregel. +30 K bedeutet also etwa $2^3 = 8$- bis $3^3 = 27$-mal schneller.

Katalyse

- Ein **Katalysator** senkt die Aktivierungsenergie, geht unverändert aus der Reaktion hervor und ändert ΔH **nicht**.
- Im Gleichgewicht beschleunigt er Hin- und Rückreaktion gleich: Das Gleichgewicht stellt sich schneller ein, seine Lage bleibt.
- Beispiele: Abgaskatalysator (Platin, Rhodium), Eisen bei Haber-Bosch, Enzyme als Biokatalysatoren.

Homogen / heterogen
gleiche Phase wie die Edukte oder andere Phase (fester Kontakt, Gase).

Typische Fehler

- Katalysator verschiebt das Gleichgewicht oder ändert ΔH. Beides falsch.
- Vorzeichen bei Hess vertauscht: Produkte minus Edukte.
- ΔS in J und ΔH in kJ ohne Umrechnung eingesetzt, oder T in °C.

Freiwillig ≠ schnell
$\Delta G < 0$ sagt nur, *ob* eine Reaktion ablaufen kann, nicht wie schnell.

Weiter lernen

mehr Zettel folgen

- Weitere Überblicke zu anderen Themen und Fächern gibt es kostenlos.

Alle Zettel kostenlos:

Link im TikTok-Profil

von randnotiz