PROFESSOR ERKLÄRBÄR

Serie Chemie · Folge 10 · Advanced

CHEMIE

LEHRERINFO ZUM VIDEO

Energie und Reaktionsgeschwindigkeit

FACH	STUFE	DAUER	VIDEO
Chemie	Gymnasium (Klasse 10–12)	13 min	youtube.com/@Erklaerbaer

01 Lernziele

Nach dem Video können die Schülerinnen und Schüler …

- die Reaktionsenthalpie ΔH deuten und Energiediagramme zeichnen,
- ΔH aus Kalorimetrie, Bindungsenthalpien und mit dem Satz von Hess berechnen,
- erklären, warum auch endotherme Vorgänge freiwillig ablaufen (Entropie, $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, qualitativ),
- die Reaktionsgeschwindigkeit definieren und mit der Stosstheorie erklären,
- den Einfluss von Konzentration, Temperatur (RGT-Regel), Zerteilungsgrad und Katalysator begründen.

02 Voraussetzungen

Grundlagen-Folgen 8 und 10 (exotherm/endotherm, Aktivierungsenergie, Katalysator, Verbrennung), Advanced-Folge 8 (Mol), Physik $Q = c \cdot m \cdot \Delta T$. Gleichgewicht in 11A; $\Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E$ (Energie und Spannung) in 13A.

03 Ablauf des Videos

ZEIT	KAPITEL	INHALT UND BEISPIEL
0:00	Einstieg	Diamant ist metastabil · Ident · Serien-Fahrplan, Zellen-Baustein 7
0:44	Was du brauchst	exotherm/endotherm, Aktivierungsenergie, $Q = c \cdot m \cdot \Delta T$
1:13	Reaktionsenthalpie	Vorzeichen · Methan −890 kJ/mol · Energiediagramm · Schokolade (Merksatz 1)
2:13	Messen: Kalorimetrie	Erdnuss unter der Dose: 12,6 statt 24 kJ/g
3:03	Rechnen: Bindungsenthalpien	Methan ≈ −802 kJ/mol PAUSE-FRAGE $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$
4:35	Satz von Hess	$C \rightarrow CO$: −111 kJ/mol

5:15	Freiwillig ist nicht gleich exotherm	Kältepack · Entropie · ΔG · Handwärmer · Diamant (Merksatz 2)
6:29	Reaktionsgeschwindigkeit	v = Δc/Δt · Stosstheorie · Energieverteilung · Brausetablette
7:23	Was die Geschwindigkeit bestimmt	Konzentration, Temperatur (Merksatz 3), Milch 8 min → 2 min · Zerteilung, Katalysator PAUSE-FRAGE
8:45	Zellen-Baustein 7	Zn + Cu^{2+}: Wärme im Becherglas, Strom in der Zelle
9:30	Prüfungsfallen	vier Fallen (siehe 04)
10:12	Zusammenfassung	fünf Kernaussagen
10:45	Quiz	4 Fragen · Endkarte Folge 11 Advanced

04 Prüfungsfallen

- „Exotherm = läuft von selbst“ – entscheidend ist ΔG, und auch dann kann die Aktivierungsenergie zu hoch sein (Kapitel 5 und 9).
- „Ein Katalysator verändert ΔH“ – nur die Aktivierungsenergie; ΔH und Gleichgewichtslage bleiben (Kapitel 7 und 9).
- Vorzeichen bei Bindungsenthalpien vertauscht – ΔH = Σ(gelöst) − Σ(gebildet) (Kapitel 3 und 9).
- „Wärmer → schneller, nur wegen mehr Stössen“ – vor allem wächst der Anteil mit genug Energie (Kapitel 6, 7 und 9).
- Bindungsenthalpien sind Mittelwerte: Ergebnisse weichen von Tabellenwerten ab (Kapitel 3).

05 Einsatz im Unterricht

Praktikum: Erdnuss- oder Teelicht-Kalorimetrie mit Getränkedose; Fehlerdiskussion (Wärmeverluste).

Kinetik: Brausetablette oder Natron + Essig bei 10, 20, 40 °C; Zeiten auftragen und mit der RGT-Regel vergleichen.

Lehrerversuch: Zink in Kupfersulfat-Lösung mit Thermometer; danach Daniell-Element mit Voltmeter.

Repetition: Kapitel 9–12 vor der Prüfung; Quiz pausieren und begründen lassen.

Sicherheit: Kupfersulfat ist gesundheitsschädlich und umweltgefährlich – nur im Schullabor, Reste nicht in den Ausguss. Erdnuss-Versuch: Allergien in der Klasse abklären.

06 Quellen

- Standardbildungsenthalpien und Verbrennungsenthalpien: CRC Handbook of Chemistry and Physics (CH_4 −890 kJ/mol, C → CO_2 −394, CO → CO_2 −283 kJ/mol)
- Mittlere Bindungsenthalpien (C–H 413, O=O 498, C=O 799, O–H 463, H–H 436, Cl–Cl 243, H–Cl 432 kJ/mol) aus gängigen Lehrbuchtabellen
- Diamant → Graphit: $\Delta G^\circ \approx -2{,}9$ kJ/mol (298 K)
- Erdnuss ≈ 24 kJ/g (Nährwerttabellen); Messwerte im Video sind Lernwerte

NAME _____ KLASSE _____ DATUM _____

Energie und Reaktionsgeschwindigkeit

1 Merksätze ergänzen ●○○

$\Delta H < 0$ heisst _____, $\Delta H > 0$ heisst _____.

Ob eine Reaktion freiwillig läuft, sagt _____; wie schnell, bestimmt die _____.

Faustregel: 10 K wärmer → etwa _____ schneller.

2 Kalorimetrie ●●○

Ein Teelicht verliert beim Brennen 1,2 g Wachs und erwärmt 200 g Wasser von 18 °C auf 38 °C. Berechne die aufgenommene Wärme und den Heizwert pro Gramm. Warum ist der Wert kleiner als der Tabellenwert (≈ 42 kJ/g)?

3 Bindungsenthalpien ●●○

Schätze ΔH für $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O(g)$ mit H–H 436, O=O 498, O–H 463 kJ/mol.

4 Satz von Hess ●●●

$S + O_2 \rightarrow SO_2$: $\Delta H = -297$ kJ/mol; $SO_2 + \frac{1}{2}\ O_2 \rightarrow SO_3$: $\Delta H = -99$ kJ/mol. Berechne ΔH für $S + 1\frac{1}{2}\ O_2 \rightarrow SO_3$ und zeichne ein Energiediagramm.

5 Freiwillig? ●●○

Erkläre mit $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, warum sich Ammoniumnitrat im Kältepack trotz $\Delta H > 0$ von selbst löst. Was sagt $\Delta G < 0$ über die Geschwindigkeit aus?

6 RGT-Regel ●●○

Eine Reaktion braucht bei 25 °C 12 min. Wie lange bei 45 °C und bei 5 °C, wenn sie pro 10 K doppelt so schnell wird?

---

7 Quiz aus dem Video – kreuze an ●○○

a) Katalysator ändert ☐ ΔH ☐ Aktivierungsenergie

b) ΔH = +25 kJ/mol ☐ exotherm ☐ endotherm

c) Mehlstaub explodiert wegen ☐ Oberfläche ☐ Dichte

d) Diamant bleibt, weil ☐ ΔG > 0 ☐ Aktivierungsenergie zu hoch

Lösungen

1 Merksätze

exotherm · endotherm · ΔG · Aktivierungsenergie · 2- bis 4-mal

2 Kalorimetrie

Q = 4,19 J/(g·K) · 200 g · 20 K = 16,8 kJ → 16,8 kJ : 1,2 g = 14 kJ/g. Ein grosser Teil der Wärme geht an Luft und Dose verloren; Russ zeigt unvollständige Verbrennung.

3 Bindungsenthalpien

gelöst: 2 · 436 + 498 = 1370 kJ; gebildet: 4 · 463 = 1852 kJ → ΔH ≈ −482 kJ (für 2 mol Wasser), ≈ −241 kJ/mol Wasserdampf.

4 Hess

ΔH = −297 + (−99) = −396 kJ/mol. Diagramm: S + 1½ O_2 oben, SO_2 + ½ O_2 297 kJ tiefer, SO_3 weitere 99 kJ tiefer.

5 Freiwillig

Beim Lösen steigt die Entropie stark (Ionen haben viel mehr Möglichkeiten), T·ΔS ist grösser als ΔH → ΔG < 0. ΔG sagt nichts über die Geschwindigkeit; die bestimmt die Aktivierungsenergie.

6 RGT

45 °C: 20 K wärmer → 4-mal schneller → 3 min. 5 °C: 20 K kälter → 4-mal langsamer → 48 min.

7 Quiz

a) Aktivierungsenergie b) endotherm c) Oberfläche d) Aktivierungsenergie zu hoch