Energetik chemischer Reaktionen

Chemie · Klasse 11 · mittel · Lösungen

vitus-tutoring.de

kostenlos, mit Lösungen

Name: _____ Datum: _____

ΔH kleiner als 0 heißt exotherm, größer als 0 endotherm. Satz von Hess: Die Reaktionsenthalpie hängt nur von Anfang und Ende ab.

1 Entscheide: exotherm oder endotherm?

Exotherm: Energie wird an die Umgebung abgegeben, ΔH ist negativ. Endotherm: Energie wird aus der Umgebung aufgenommen, ΔH ist positiv.

a) Verbrennung von Methan
exotherm, denn es wird Wärme frei

b) Schmelzen von Eis *endotherm*

c) Neutralisation einer Säure mit einer Lauge *exotherm*

d) Fotosynthese *endotherm*

2 Rechne mit Reaktionsenthalpien.

Wärme: $Q = n \cdot \Delta H$. ΔH aus Bindungsenergien: ΔH = Energie zum Spalten (Edukte) - Energie beim Knüpfen (Produkte). Beispiel: 2 mol mit ΔH = -100 kJ/mol ergeben Q = -200 kJ.

a) Beim Verbrennen von 1 mol Methan werden 890 kJ Wärme frei. Gib die Reaktionsenthalpie ΔH mit Vorzeichen an.
Es wird Energie frei, die Reaktion ist exotherm, ΔH ist also negativ.

$\Delta H = -890$ kJ/mol

b) Wie viel Wärme wird frei, wenn 0,5 mol Methan verbrennen?
$Q = n \cdot \Delta H$

$Q = 0{,}5$ mol $\cdot$ (-890 kJ/mol)

$Q = -445$ kJ

Beim Verbrennen von 0,5 mol Methan werden 445 kJ frei.

c) Zum Spalten der Bindungen in den Ausgangsstoffen braucht man 2600 kJ, beim Knüpfen der Bindungen in den Produkten werden 3100 kJ frei. Berechne ΔH. Ist die Reaktion exotherm oder endotherm?

ΔH = Energie zum Spalten - Energie beim Knüpfen

ΔH = 2600 kJ - 3100 kJ

ΔH = -500 kJ

ΔH ist negativ, die Reaktion ist exotherm.

3 Erkläre die Begriffe.

Eine Reaktion läuft freiwillig ab, wenn die freie Enthalpie $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ negativ ist. ΔS ist die Änderung der Entropie, ein Maß für die Unordnung, T die Temperatur in Kelvin.

a) Was ist die Aktivierungsenergie?

Die Aktivierungsenergie ist die Energie, die man zuführen muss, damit eine Reaktion startet. Erst dann werden die alten Bindungen so weit gelockert, dass neue entstehen können. Erdgas muss man zum Beispiel erst anzünden, bevor es brennt.

b) Warum senkt ein Katalysator die Aktivierungsenergie, ohne ΔH zu ändern?

Ein Katalysator ermöglicht einen anderen Reaktionsweg mit einer niedrigeren Energieschwelle. Ausgangsstoffe und Produkte bleiben aber dieselben. ΔH hängt nur von Anfang und Ende ab, nicht vom Weg, und ändert sich deshalb nicht.

c) Warum kann eine endotherme Reaktion trotzdem freiwillig ablaufen?

Entscheidend ist $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$. Nimmt die Unordnung stark zu, ist ΔS groß und positiv. Ist die Temperatur hoch genug, wird $T \cdot \Delta S$ größer als ΔH, und ΔG wird negativ, obwohl ΔH positiv ist.