

Teorie - Legea lui Hess. Entalpia molară de formare standard.

Eliberarea energiei prin încălzirea mediului exterior semnifică o micșorare a entalpiei unui sistem aflat la presiune constantă. Așadar, sistemul chimic cedează energie și trece dintr-o stare caracterizată printr-o entalpie mai mare, care este *entalpia totală a reactanților*, H_R , într-o nouă stare caracterizată printr-o entalpie mai mică, care este *entalpia totală a produșilor*, H_P . Așadar, în cazul **reacțiilor exoterme**:

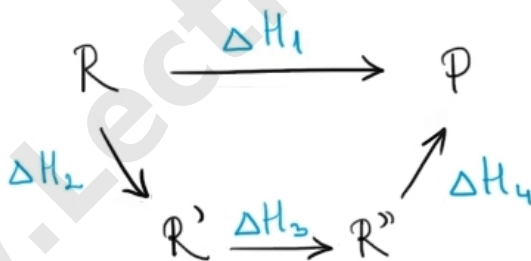
- $H_R > H_P$
- $\Delta H < 0$

Absorbția energiei prin răcirea mediului exterior semnifică o creștere a entalpiei unui sistem aflat la presiune constantă. Așadar, sistemul chimic primește energie din exterior și trece dintr-o stare caracterizată printr-o entalpie mai mică, H_R , într-o nouă stare, a produșilor de reacție, caracterizată prin entalpie mai mare, H_P . Așadar, în cazul **reacțiilor endoterme**:

- $H_R < H_P$
- $\Delta H > 0$

Variația entalpiei este negativă pentru reacțiile exoterme și pozitivă pentru reacțiile endoterme.

Legea lui Hess spune că variația totală a entalpiei unei reacții nu depinde de calea care duce la această variație, ci depinde numai de starea sa inițială și finală. Spre exemplu, pentru o reacție care are loc în trei etape, legea lui Hess se aplică în felul următor:



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

Căldura absorbită sau degajată într-o reacție chimică este aceeași indiferent dacă transformarea are loc într-o singură etapă sau în mai multe.

Condițiile standard de reacție sunt următoarele:

- temperatură: 25° C sau 298 K,
- presiune: 1 atm,
- concentrația soluțiilor: 1M.

Prin convenție, s-a stabilit ca entalpie de referință **entalpia substanțelor elementare** care, în condiții standard, este considerată zero.

Entalpia molară de formare standard, ΔH_f , reprezintă cantitatea de căldură degajată sau absorbită atunci când 1 mol de substanță compusă se formează din elementele constituente. Entalpia molară de formare standard este, de fapt, variația entalpiei reacției de sinteză a unui mol de substanță din elementele sale componente care se află în starea lor standard. Se exprimă în kJ/mol.

Legea lui Hess poate fi formulată și astfel: variația de entalpie a unei reacții este egală cu diferența dintre suma entalpiilor de formare a tuturor produșilor de reacție și suma entalpiilor molare de formare a tuturor reactanților. Această formulare este exprimată matematic prin relația de mai jos:

$$\Delta H_r^0 = \sum_{\text{Produși}} \nu \Delta H_f^0 - \sum_{\text{Reactanți}} \nu \Delta H_f^0$$

Aplicații ale legii lui Hess:

- permite calculul entalpiilor de formare pentru unele substanțe compuse pe care nu le putem obține direct din elementele componente;
- permite calculul căldurilor de reacție pentru anumite reacții care au loc în condiții periculoase, condiții în care ar fi imposibil de măsurat practic aceste mărimi.

Cunoscând valoarea entalpiei molare de formare, se poate aprecia stabilitatea substanțelor. Dacă $\Delta H_f < 0$, atunci reacția de sinteză a aceluși compus din elementele sale componente este o reacție exotermă. De asemenea, o valoare negativă a entalpiei de formare înseamnă că substanța este mai stabilă decât elementele sale componente. Așadar, cele mai stabile substanțe sunt cele care au cele mai mici entalpii molare de formare.