**Lei de Hess**

A lei de Hess diz que em uma determinada reação o valor da variação da entalpia (?H) depende apenas dos estados inicial e final. É uma lei importante porque permite calcular o ?H de processos difíceis de serem feitos isoladamente.

A lei de Hess foi criada pelo químico suíço Germain H. Hess (1802-1850), que é considerado um dos fundadores da Termoquímica. Sua lei dizia o seguinte:



Ou seja, o ΔH depende somente dos valores das entalpias dos reagentes e dos produtos, conforme a expressão:

|  |
| --- |
| **ΔH = ΔHreagentes + ΔHprodutos** |

Por exemplo, consideremos a reação em que 1 mol de água (H2O) é transformado em água no estado gasoso. Essa reação é realizada duas vezes; porém, optou-se por caminhos diferentes:

(1º) Foi realizada em uma única etapa:

H2O(l) → H2O(v)   ΔH= +44 kJ



(2º) Foi realizada em duas etapas:

1ª etapa: H2O(l) → H2(g) + ½ O2 (g) ΔH= +286 kJ
2ª etapa: H2(g) + ½ O2 (g) → H2O(v)   ΔH= -242 kJ
H2O(l) → H2O(v)   ΔH= +44 kJ



Observe que independentemente de ter-se realizado uma ou duas etapas, a variação da entalpia (ΔH) é sempre igual a 44 kJ. Isso ocorre por que o ΔH é a soma algébrica dos valores de ΔH das etapas que compõem o processo, ou seja, dos processos intermediários:

|  |
| --- |
| **ΔH = ΔH1 + ΔH2 +  ΔH3 + ...** |

Por exemplo, no segundo caso, o ΔH total da reação foi a soma do ΔH da primeira etapa (ΔH= +286 kJ) com o da segunda (ΔH= -242 kJ). Assim, obtivemos o mesmo valor da reação com uma única etapa:

ΔH = (+286 + (-242)) kJ
ΔH = (+286 -242) kJ
ΔH = +44 kJ

Portanto, apenas nos interessam os valores inicial e final. Nesse caso, o estado inicial corresponde a H2O(l) e o final a H2O(v).



Essa lei se tornou muito importante na Termoquímica, porque determinadas reações químicas não podem ter seu ΔH determinado experimentalmente. Entretanto, de acordo com a Lei de Hess a entalpia desse tipo de reação pode ser calculada por meio das entalpias de outras reações (reações intermediárias).