Termochemie

* chemický obor zabývající se tepelnými změnami při chemických reakcích
* termochemická rovnice = zapsané změny tepla v chemické rovnici
* reakční teplo (Qr/Qm) = změna entalpie (ΔH) – jednotka kJ/mol
	+ teplo spotřebované/uvolněné během chemické reakce
* čím je reakční teplo větší, tím se látky lépe rozkládají
* standardní reakční teplo → $ΔH\_{298}^{O}$
	+ 298 K = 25 °C
	+ 101,325 kPa = 1 atm (normální tlak vzduchu)
* nutno vyznačovat skupenské stavy látek (g, l, s, aq)
* rovnice musí být vyčíslená

# Termochemické zákony

1. termochemický zákon (Lavoisier-Laplaceův) – reakční teplo přímé a zpětné reakce je až na znaménko stejné
2. termochemický zákon (Hessův) – nezáleží na cestě od reaktantů k produktům, záleží jen na počátečním a konečném stavu (ΔH = ΔHa + ΔHb + ΔHc)

# Dělení reakcí

* exotermické
	+ ΔH < 0
	+ teplo se uvolňuje do okolí
	+ hašení vápna, oxidace živin
* endotermické
	+ ΔH > 0
	+ teplo se spotřebovává
	+ pálení vápence, výroba hliníku či železa
* atermické (vzácné) – nedochází k tepelné výměně

# Druhy standardního reakčního tepla

reaktanty i produkty jsou ve standardním stavu

* standardní slučovací teplo
	+ reakční teplo reakce, při níž vznikne 1 mol sloučeniny přímo z prvků
	+ slučovací teplo prvků je nulové
	+ v MFChT uvedeno zejména pro anorganické látky

$$ΔH\_{298}^{O}=\sum\_{produktů}^{}(ΔH\_{298}^{O})\_{sluč}-\sum\_{reaktantů}^{}(ΔH\_{298}^{O})\_{sluč}$$

* standardní spalné teplo
	+ reakční teplo reakce, při níž je 1 mol látky spálen v nadbytku kyslíku
	+ spalné teplo látek, které již nelze spálit, je nulové (platí například pro vodu)
	+ v MFChT uvedeno zejména pro organické látky

$$ΔH\_{298}^{O}=\sum\_{reaktantů}^{}(ΔH\_{298}^{O})\_{spal}-\sum\_{produktů}^{}(ΔH\_{298}^{O})\_{spal}$$

# Výpočty



