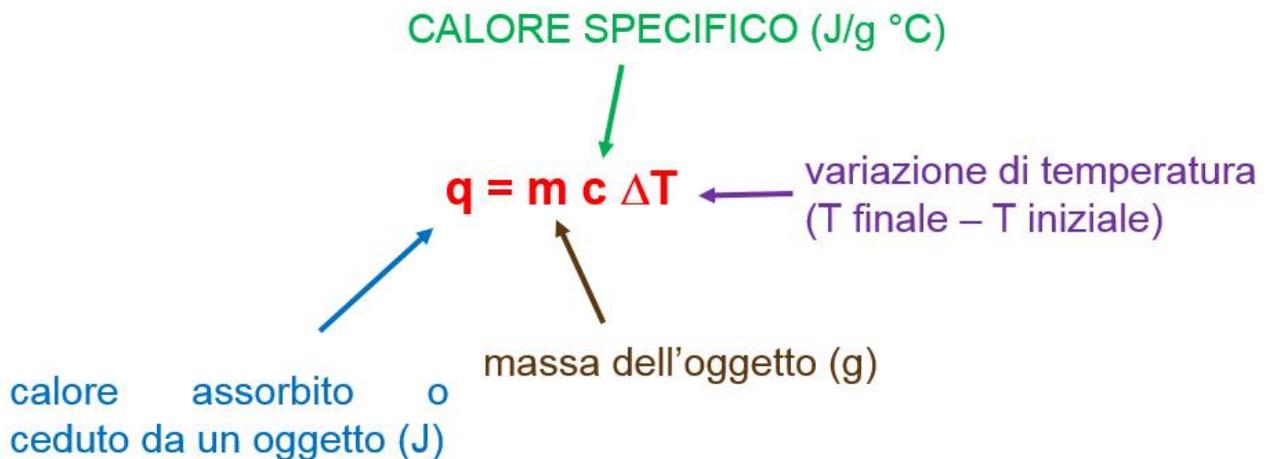


- CALORIMETRIA: scambi di calore ↔ variazioni di temperatura



Il CALORE SPECIFICO è definito come la quantità di calore necessaria per variare la temperatura di una unità di massa di 1 grado centigrado. Le scale Celsius e Kelvin sono entrambe centigrade (tra la fusione e l'ebollizione dell'acqua ci sono 100°C e 100 K)  $T (K) = T (°C) + 273$

E' SBAGLIATO calcolare  $\Delta T$  in °C e POI sommare 273. Basta fare la differenza tra i dati in °C OPPURE in K.

Problema:

2000 J di calore vengono ceduti dall'esterno a 10 g d'acqua.

2000 J di calore vengono ceduti dall'esterno a 10 g d'oro.

Calcolare, in entrambi i casi, a che temperatura finale arriverà la sostanza, che inizialmente aveva la temperatura di 20°C.

$$q = m c (T_{fin} - T_{in})$$

per l'acqua:  $2000 \text{ J} = 10 \text{ g} \times 4,184 \text{ J/g}^\circ\text{C} \Delta T$        $\Delta T = 47,8^\circ\text{C} = (T_{fin} - 20^\circ) \rightarrow T_{fin} = 67,8^\circ\text{C}$

per l'oro:  $2000 \text{ J} = 10 \text{ g} \times 0,129 \text{ J/g}^\circ\text{C} \Delta T$        $\Delta T = 1550^\circ\text{C} = (T_{fin} - 20^\circ) \rightarrow T_{fin} = 1570^\circ\text{C}$

Quindi, quanto più piccolo è il calore specifico, tanto maggiore sarà la temperatura raggiunta.

Una reazione chimica può essere:

- ESOTERMICA quando rilascia calore verso l'esterno
- ENDOTERMICA quando assorbe calore dall'esterno

Si possono usare i valori di ENTALPIA STANDARD DI FORMAZIONE ( $\Delta H^\circ_f$ ) per calcolare la quantità di calore assorbita o emessa da una reazione, in base alla **LEGGE DI HESS**:

per la reazione



in cui A e B sono i REAGENTI, D è il PRODOTTO e a, b e d sono i coefficienti stechiometrici:

$$\Delta H^\circ_{\text{reaz}} = d \Delta H^\circ_f(\text{D}) - a \Delta H^\circ_f(\text{A}) - b \Delta H^\circ_f(\text{B})$$

$\Delta H^\circ_{\text{formazione}}$  di un composto è definito come il calore scambiato nella formazione di quel composto **a partire dagli elementi puri** nel loro stato più stabile.

$\Delta H^\circ_{\text{formazione CO}_2(\text{g})}$  è il  $\Delta H^\circ$  della reazione  $\text{C}_{(\text{grafite})} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$

$H^\circ_{\text{formazione CO}_2(\text{g})} = - 393,5 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H^\circ_{\text{formazione H}_2\text{O}(\text{liquida})}$  è il  $\Delta H^\circ$  della reazione  $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{liquida})$

$\Delta H^\circ_{\text{formazione H}_2\text{O}(\text{liquida})} = - 285,8 \text{ kJ/mol}$

Dato che la formazione di questi due composti, molto stabili, libera una grande quantità di energia, nella combustione di composti contenenti C e H (idrocarburi, carboidrati e altre sostanze organiche) i prodotti finali sono sempre  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .

In genere, salvo quando diversamente indicato, l'acqua che si forma nella combustione è allo stato liquido; se si considera acqua gassosa il calore liberato è minore perché dal calore liberato va sottratto il calore necessario all'evaporazione dell'acqua liquida.