

# Lezione # 17

14/5/2024

T

$$Q = C \Delta T$$

↑  
Capacità  
Termica

Calore specifico

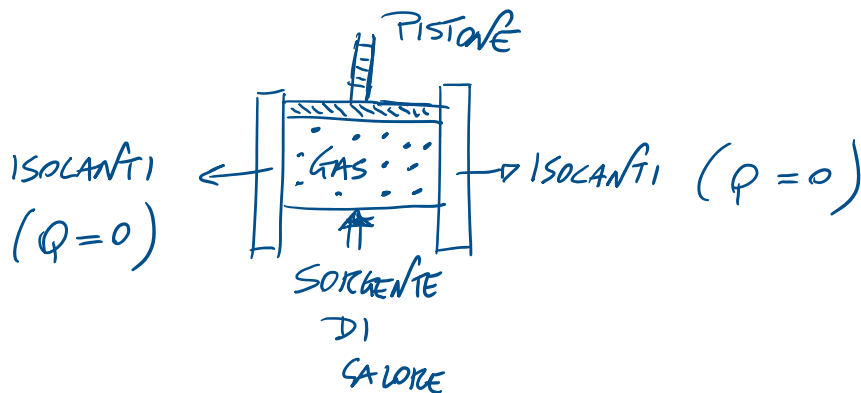
$$c = \frac{C}{m}$$

↑  
massa

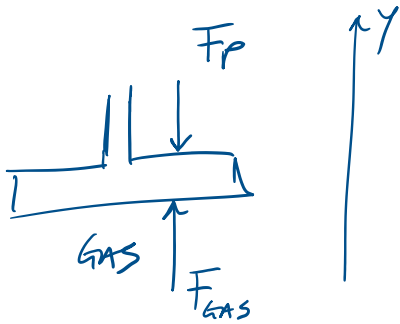
→ Capacità Termica

$$Q = C \Delta T = m c \Delta T$$

Lavoro di una Forza:



$$F_p \quad \uparrow \quad \dots$$



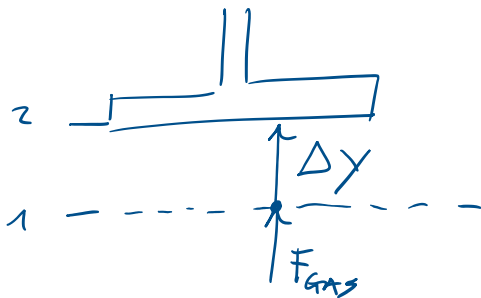
All'equilibrio

$$\vec{F}^{RIS} = \vec{0}$$

$$-F_p + F_{gas} = 0$$

Supponiamo ora di diminuire  $F_p$ :   $F_p$

$\Rightarrow F_{gas} > F_p \Rightarrow$  Pistone si muove verso l'alto



$$F_{gas} \cdot \Delta y = \text{Lavoro di una Forza}$$

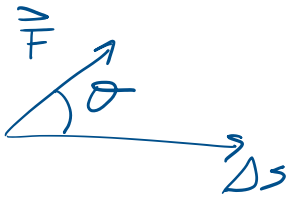
$\underbrace{\hspace{2cm}}$   
 spostamento

In generale

$$L = \vec{F} \cdot \Delta \vec{s} = F \Delta s \cos \theta$$

$\uparrow$   
 prodotto scalare

Modello ideale

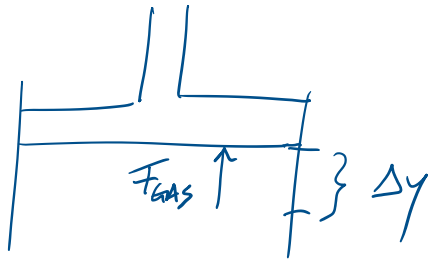


$\theta$  = angolo tra forza e spostamento

$$\text{Se } \vec{F} \perp \Delta \vec{s} \Rightarrow \angle = 0$$

$$[\angle] = \text{Scalare} = \int$$

Torando al pistone:

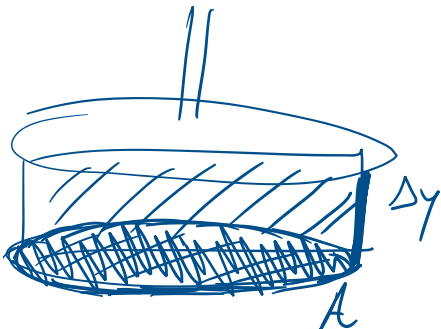


$$\theta = 0^\circ$$

$$\cos \theta = 1$$

$$\angle_{\text{gas}} = \vec{F}_{\text{gas}} \cdot \Delta \vec{s} = F_{\text{gas}} \cdot \Delta y$$

$$\left[ P = \frac{F_{\perp}}{A} \right]$$



$$F_{\text{gas}} = P_{\text{gas}} \cdot A$$

$$\angle_{\text{gas}} = P_{\text{gas}} \cdot A \cdot \Delta y$$



$\Delta V$ 

$$\boxed{L_{\text{GAS}} = P_{\text{GAS}} \cdot \Delta V}$$

Se ho una trasformazione tra un istante iniziale  
e un istante finale

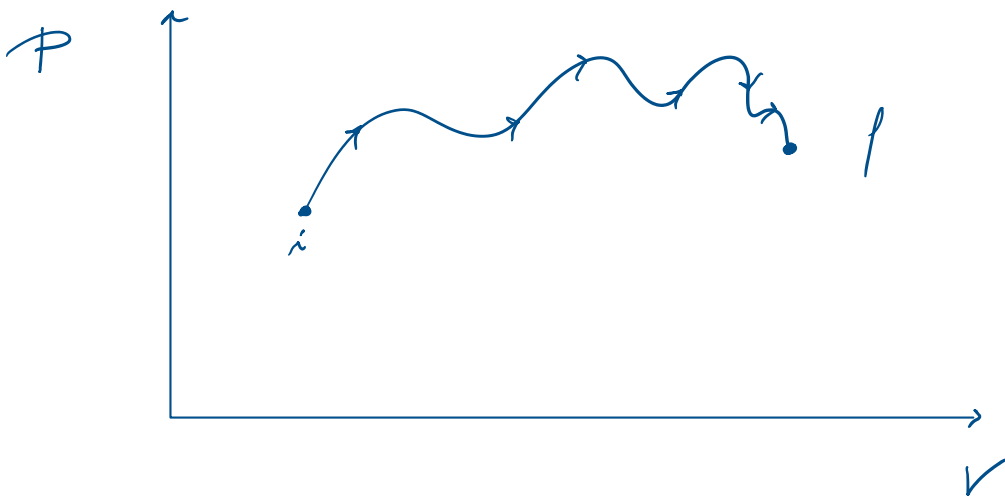
$$\hookrightarrow L = \int_{\text{INIZ}}^{\text{FIN}} P dV$$

$$L \hat{=} P_1 \Delta V_1 + P_2 \Delta V_2 + \dots + P_n \Delta V_n$$

Somma del lavoro in ogni singola trasformazione

Interpretazione geometrica:

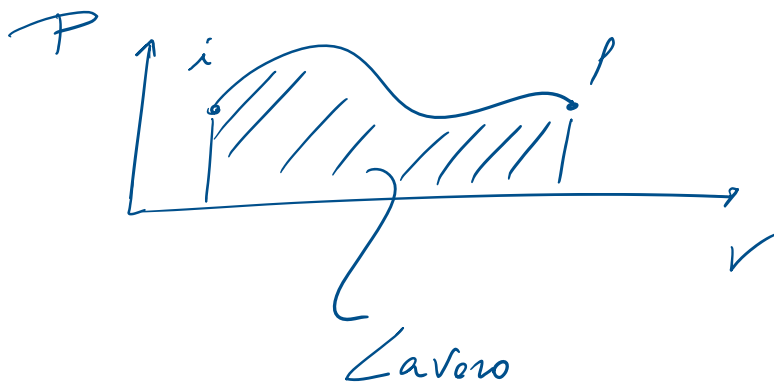
Piano di Clapeyron



Ogni traiettoria nel piano di Clapeyron rappresenta una trasformazione

Ogni Traiettoria nel piano di Clapeyron rappresenta una Trasformazione Termodinamica Tra uno stato iniziale  $i$  e finale  $f$   
 In un piano (PV) l'area sottesa dalla Traiettoria

= Lavoro complessivo svolto/subito

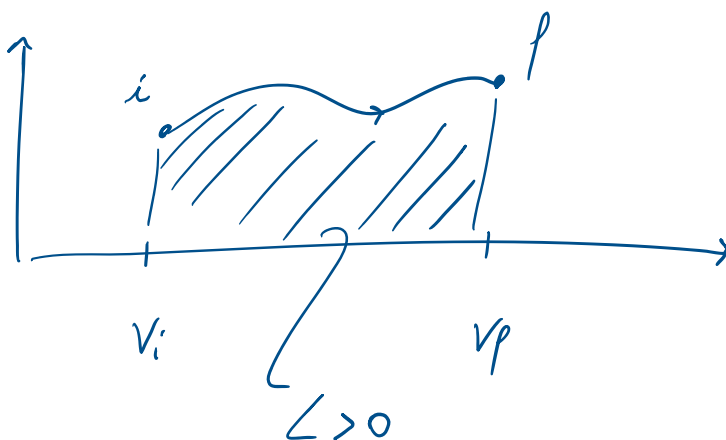


Alcune definizioni:

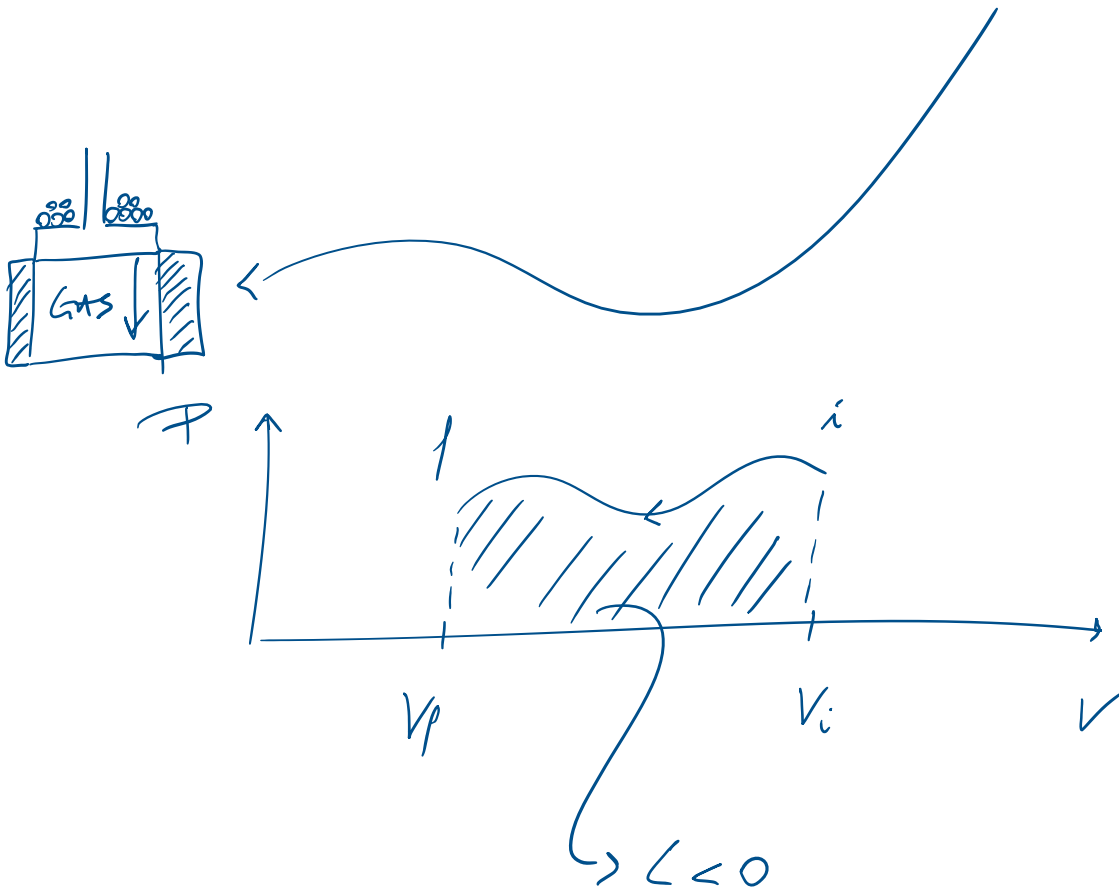
se  $V_f > V_i$  (espansione)

$\Downarrow$

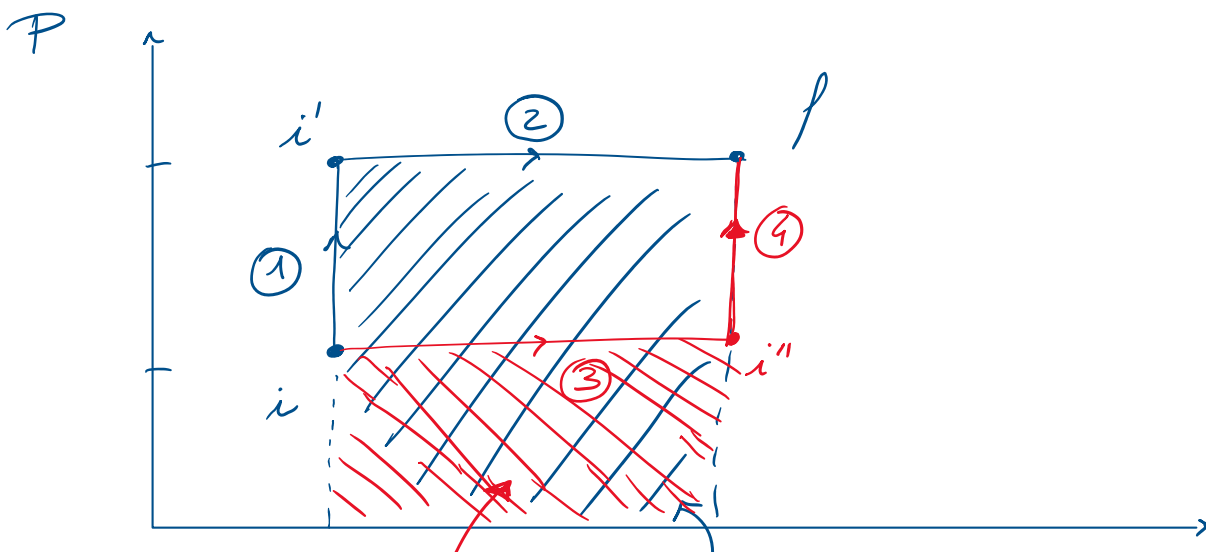
$L > 0$  (Lavoro svolto dal sistema)

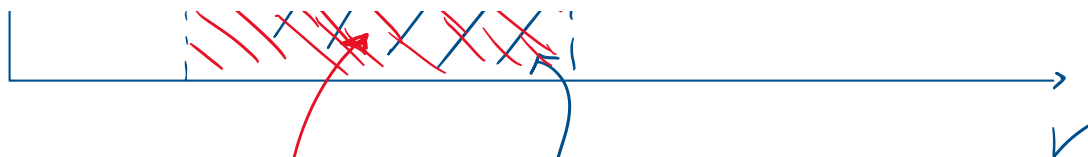


Se invece  $V_f < V_i$  (compressione del gas)



Ma il lavoro dipende dalla traiettoria (trasformazione)  
o solamente dallo stato iniziale e finale?





$$\Delta_{if} = \underbrace{\Delta_1}_0 + \Delta_2 = 0 + \Delta_2 = \Delta_{if}$$

$$\Delta'_{if} = \Delta_3 + \Delta_4 = \Delta_3 + 0 = \Delta'_{if}$$

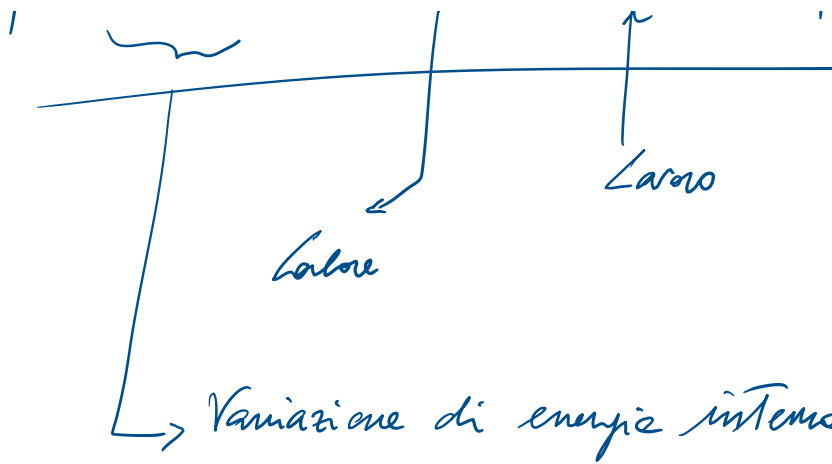
$\Rightarrow \Delta'_{if} < \Delta_{if} \Rightarrow$  Lavoro dipende dalle trasformazioni seguite e non solo dallo stato iniziale e finale !!!

La stessa cosa vale per il calore (ceduto/assorbito)

$Q$  dipende dalle trasformazioni (traiettorie PV) non soltanto dallo stato iniziale e finale !!

PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

$$\Delta E_{INT} = Q - L$$



↳ Proprietà intrinseca del sistema  
che dipende solamente dalla  
temperatura  $T$

$E_{int} = f(T)$  è una  $f^{me}$  solamente di  $T$  ed è  
una  $f^{me}$  di stato: DIPENDE SOLO DALLO STATO  
NON DALLA TRASFORMAZIONE !!!

$$\Delta E_{int} = Q - L$$



dipende solo da stato iniziale e finale!

1)

Se separatamente  $Q$  ed  $L$  dipendevano dalla trasformazione

⇒  $Q - L$  non si dipende + !!!



2)

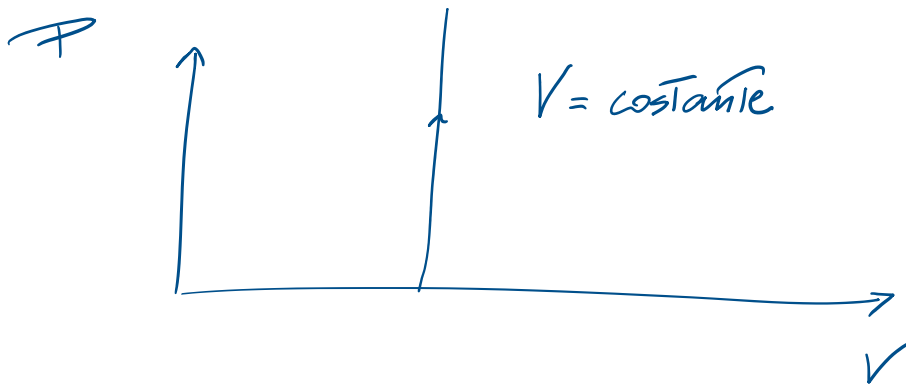
Per la prima volta viene formalizzato che  $Q = \text{energia}$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - L$$

$$[\text{energia}] = [\text{energia}] \Rightarrow [Q] = \text{calorie} = \text{J}$$

Vediamo qualche esempio del  $I^{\circ}$  pr. Termodinamica:

1) TRASF. ISOCORA



Il Volume non può cambiare

$$\Rightarrow L = p \Delta V = 0$$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - \cancel{L}$$

Tutto il calore si converte in variazioni di energia interna

Per questo rimando i segni:

Per quanto riguarda i segni:

$$\begin{cases} Q > 0 & \text{calore assorbito} \\ Q < 0 & \text{" ceduto} \end{cases}$$

$$\begin{cases} L > 0 & \text{lavoro svolto} \\ L < 0 & \text{" subìto} \end{cases}$$

$$\begin{cases} \Delta E_{int} < 0 \Rightarrow T \searrow \\ \Delta E_{int} > 0 \Rightarrow T \nearrow \end{cases}$$

2) TRASFORMAZ. ADIABATICA

$Q = 0$  Non c'è scambio di calore  
sistema è isolato con l'esterno

$$\Delta E_{int} = \cancel{Q} - L$$

||  
0

$$\Delta P_{...} = -L$$

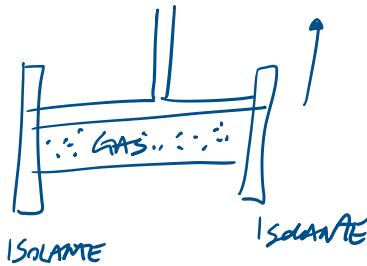
$L > 0 \Rightarrow$  diminuzione di  $E_{int}$   
 $\Delta E_{int} < 0$   
( $L = \Delta P_{...}$ )

$$\Delta E_{\text{int}} = -L \quad \left\{ \begin{array}{l} \Delta E_{\text{int}} < 0 \\ (L = -\Delta E_{\text{int}}) \end{array} \right.$$

$L < 0 \Rightarrow$  aumento di  $E_{\text{int}}$

$\Delta E_{\text{int}} > 0$

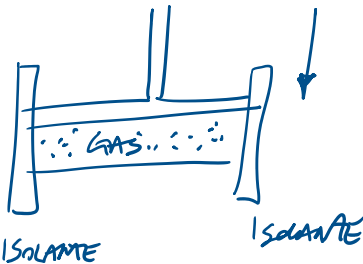
Ad es.



espansione  $L > 0 \Rightarrow \Delta E_{\text{int}}$  diminuisce

$$\Rightarrow T \searrow 0$$

Lavoro fatto a spese di  $\Delta E_{\text{int}}$



compressione  $L < 0 \Rightarrow \Delta E_{\text{int}}$  aumenta

$$\Rightarrow T \nearrow 0$$

### 3) TRASFORMAZIONE ISOTERMA

$$T = \text{COSTANTE}$$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - L$$

$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

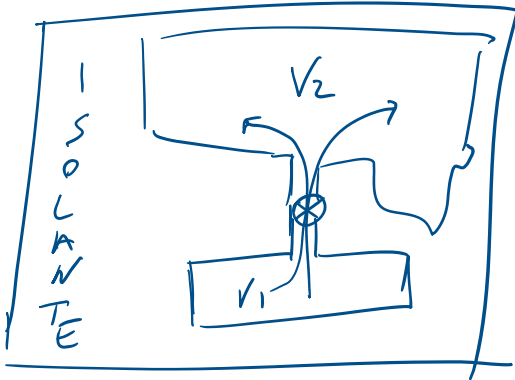
Se  $E_{\text{int}}$  dipende solo dalla  $T$   
allora se uno stato iniziale  
" " " " " " " " " " " "

$|\Delta E_{int} = 0|$  allora se uno stato iniziale  
ha la stessa  $T$  di quello finale  
 $\Delta E_{int} = 0$

$$0 = Q - L \Rightarrow \boxed{Q = L}$$

Tutto il calore  $\Leftrightarrow$  Lavoro

4) ESPANSIONE LIBERA DI UN GAS



Espansione libera (nel vuoto)

$$L = 0$$

$$Q = 0 \quad (\text{adiabatica})$$

$$Q = L = 0$$

$$\boxed{\Delta E_{int} = 0}$$

Esempio biomedico:

$$\Delta E_{int} = Q - L \quad \text{vale anche nel nostro corpo}$$

Il nostro corpo deve mantenersi a  $36,5^\circ \Rightarrow$

$$T = 36,5^\circ + 273,15 = 309,20 \text{ K}$$

Da una parte  $Q < 0$  noi cediamo calore all'esterno  
 $L > 0$  (lavoro nei muscoli)

$$\Delta E_{int} = Q - L \Rightarrow \Delta E_{int} < 0$$

la  $T$  scenderebbe!

Come facciamo a sopravvivere?

$$\Delta E_{int} = 0 \Rightarrow \text{Reazioni chimiche esotermiche}$$

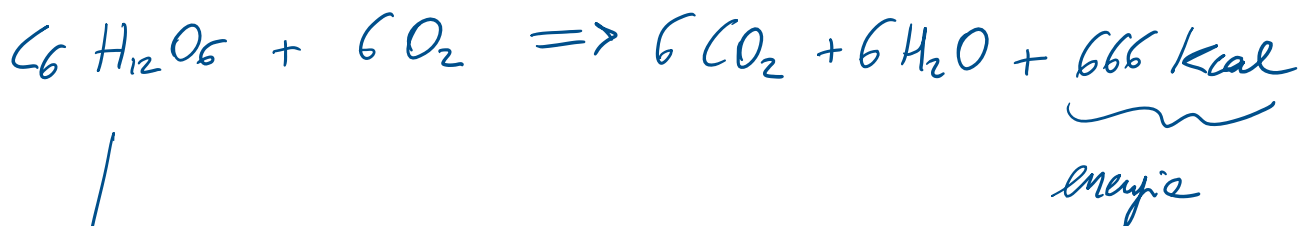
en. prodotti iniziali < en. prodotti finali

$\Rightarrow \Delta E_{int}$  ma a bilanciare l'energia persa

# OSSIDAZIONE CARBOIDRATI, PROTEINE E GRASSI

Ad esempio nei carboidrati:

GLUCOSIO



1 grammo molecola

↳ 180 g    ↳ 666 Kcal

Calore di combustione  $\frac{666}{180} = 3,7 \text{ kcal/g}$

Acido "grasso" stearico:



↳ 1 grammo molecola = 284 g

Calore di combustione

$$\hookrightarrow \frac{2698}{284} = 9,5 \text{ kcal/g}$$

DOMANI 15/5/24 CENONE M-13 !!!