



**POLITECNICO**  
MILANO 1863

# *Corsa di Chimica Generale*

Ing. Informatica/Automazione/Telecomunicazioni

## *Esercitazione 6 – A.A. 2024/2025*



## ✦ *Esercizio 1 – Lavoro e Gas*

35 g di Zn vengono fatti reagire con un eccesso di HCl acquoso. Avviene la seguente reazione (da bilanciare)



Calcolare il lavoro di espansione fatto dal sistema in cal e in kJ, se la reazione è condotta a 1 atm e a 20°C.

### SVOLGIMENTO

Prima di tutto bilanciamo la reazione (redox):



Il lavoro di espansione è compiuto dal gas che si forma durante la reazione ed è calcolabile con la seguente formula:  $W = -P\Delta V$

Per la legge dei gas ideali si ha:  $P\Delta V = \Delta n RT$

Perciò il lavoro sarà:  $W = - \Delta n RT$

$\Delta n = (n \text{ gas finali} - n \text{ gas iniziali})$

$n \text{ gas iniziali} = 0$

$n \text{ gas finali} = n \text{ H}_2 = n \text{ Zn} = 35\text{g} / 65,4 \text{ g/mol} = 0,535 \text{ mol}$

$W = - 0,535 \text{ mol} \times 8,31 \text{ J} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1} \times 293\text{K} = - 1302,6 \text{ J} = -1,303 \text{ KJ}$

$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} \quad W = - 311,6 \text{ cal}$



## ✦ *Esercizio 2 – Entalpia Standard - Calore*

Quanto propano occorre bruciare per riscaldare 1 L di acqua da 20°C all'ebollizione, a livello del mare. (Si ignorino le perdite di calore,  $C_p \text{ H}_2\text{O} = 4,18 \text{ J}/(\text{g} \times ^\circ\text{C})$ ). L'equazione termochimica per il propano è la seguente:



$$\Delta H^\circ = -2220 \text{ kJ/mol}$$

### SVOLGIMENTO

Cominciamo con il calcolare il calore necessario per portare all'ebollizione 1 L di  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$Q = m_{\text{H}_2\text{O}} \times C_p \text{ H}_2\text{O} \times \Delta T$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ Kg} \quad \Delta T = (100^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) = 80^\circ\text{C}$$

$$Q = 1000 \text{ g} \times 4,18 \text{ J g}^{-1} ^\circ\text{C}^{-1} \times 80^\circ\text{C} = 334.400 \text{ J} = 334,4 \text{ kJ}$$

L'equazione termochimica indica che bruciando 1 mole di propano si sviluppano - 2220 kJ di calore. Perciò:

$$\text{mol propano necessarie} = 334,4 \text{ kJ} / 2220 \text{ kJ}^*\text{mol} = 0,150 \text{ mol}$$

$$\text{massa propano} = 0,150 \text{ mol} \times 44,09 \text{ g/mol} = 6,61 \text{ g}$$



## ✦ *Esercizio 3 - Entalpia molare di reazione*

Calcolare l'entalpia molare di reazione nello stato standard  $\Delta H^\circ$  per la seguente reazione, considerando che, quando 1.00 g di magnesio reagisce con un eccesso di fluoro, si svolgono 46,22 kJ di calore.



### SVOLGIMENTO

Per definizione, l'entalpia molare standard di reazione è la variazione di entalpia che si realizza quando una mole di reagente si trasforma completamente in una mole di prodotto, considerando reagenti e prodotti in condizioni standard.

Ne consegue che, conoscendo il numero di moli che portano allo sviluppo di 46.22 kJ di calore, per proporzione si può ricavare il  $\Delta H^\circ$

$$\text{mol Mg} = 1,00 \text{ g} / 24.30 \text{ g/mol} = 0.0411 \text{ mol}$$

$$0.0411 \text{ mol} : = 1 \text{ mol} : x \text{ kJ}$$

$$x = \Delta H^\circ = (- 46.22 \text{ kJ}) / 0,0411 \text{ mol} = - 1.12 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$$



## ✦ *Esercizio 4 - Lavoro e Energia interna*

0.500 moli di neon a 1.00 atm e 273 K vengono fatte espandere contro una pressione esterna costante di 0.100 atm, finché la pressione del gas raggiunge 0.200 atm e la temperatura 210 K. Il calore perduto dal gas è pari a 71 J.

Calcolare **a)** il lavoro eseguito dal gas, **b)** la variazione di energia interna.

### SVOLGIMENTO

**a)** Trattandosi di una espansione di un gas a pressione costante, per calcolare il lavoro eseguito dobbiamo applicare l'equazione  $w = -P_{\text{est}}\Delta V$ .

Applicando l'equazione dei gas ideali, è possibile calcolare il volume occupato dal gas prima e dopo l'espansione:

$$V_1 = nRT_1/P_1 = 11.20 \text{ L}; V_2 = nRT_2/P_2 = 43.05 \text{ L}. \quad \text{Quindi: } \Delta V = 31.85 \text{ L} = 0.03185 \text{ m}^3$$
$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa (1 N/m}^2\text{)}$$

Conoscendo la pressione esterna  $w = -10132,5 \text{ N/m}^2 * 0.03185 \text{ m}^3 = -323 \text{ J (N*m)}$

**b)** Il primo principio della termodinamica postula che:  $\Delta E = q + w$

Considerando che, per convenzione, il calore ceduto dal gas è preso con il segno negativo, si calcola che:

$$\Delta E = -71 \text{ J} + (-323 \text{ J}) = -394 \text{ J}$$



## ✦ *Esercizio 5 - Calore – Passaggi di stato*

Calcolare la quantità di calore necessaria per scaldare 100 mL di H<sub>2</sub>O da una temperatura pari a -50°C a 150°. (Calore specifico  $C_s = 2.09 \text{ J/g K}$ ;  $C_l = 4.184 \text{ J/g K}$ ;  $C_v = 2.00 \text{ J/g K}$ ;  $\Delta H_{\text{fus}} = 6.00 \text{ KJ/mol}$ ;  $\Delta H_{\text{eva}} = 40.88 \text{ KJ/mol}$ )

### SVOLGIMENTO

a) -50 °C ÷ 0 °C: In questo range di temperatura non si osservano transizioni di fase, pertanto tutto il calore fornito viene utilizzato per aumentare la temperatura del ghiaccio.

$$Q = C_s \times \text{massa} \times \Delta T = 2.09 \text{ J/g K} \times 100\text{g} \times 50 \text{ K} = 10,450 \text{ KJ}$$

b) 0 °C: A questa temperatura, il calore fornito non aumenta la temperatura del ghiaccio, ma ne provoca la fusione.

$$\text{moli H}_2\text{O} = 100/18 = 5,55 \text{ mol}; Q = \Delta H_{\text{fus}} \times n \text{ mol} = 6 \text{ KJ/mol} \times 5.55 \text{ mol} = 33.3 \text{ KJ}$$

c) 0 °C ÷ 100 °C: In questo range di temperatura non si osservano transizioni di fase, pertanto tutto il calore fornito viene utilizzato per aumentare la temperatura dell'acqua ormai passata in fase liquida.

$$Q = C_l \times \text{massa} \times \Delta T = 4.184 \text{ J/g K} \times 100\text{g} \times 100 \text{ K} = 41,84 \text{ KJ}$$



## ✦ *Esercizio 5 - Calore – Passaggi di stato*

d) 100 °C: A questa temperatura, il calore fornito non aumenta la temperatura dell'acqua, ma ne provoca l'evaporazione.

$$Q = \Delta H_{\text{evap}} \times n \text{ mol} = 40.88 \text{ KJ/mol} \times 5.55 \text{ mol} = 227 \text{ KJ}$$

e) -100 °C ÷ 150 °C: In questo range di temperatura non si osservano transizioni di fase, pertanto tutto il calore fornito viene utilizzato per aumentare la temperatura del vapor acqueo.

$$Q = C_v \times \text{massa} \times \Delta T = 2.00 \text{ J/g K} \times 100\text{g} \times 50 \text{ K} = 10 \text{ KJ}$$

$$Q_{\text{tot}} = 10,450 \text{ KJ} + 33,3 \text{ KJ} + 41,84 \text{ KJ} + 227 \text{ KJ} + 10 \text{ KJ} = 322,6 \text{ KJ}$$



## ✦ *Esercizio 6 - Entalpia standard di reazione*

Calcolare la quantità di calore liberata nell'ossidazione di 560 mL di etanolo ( $d = 0.789 \text{ g / mL}$ ) ad acido acetico secondo la reazione:



sapendo che:

$\Delta H^\circ (\text{comb. CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = -1371 \text{ kJ / mol}$  e  $\Delta H^\circ (\text{comb. CH}_3\text{COOH}) = -876 \text{ kJ / mol}$ .

### SVOLGIMENTO

Le reazioni di combustione da considerare sono le seguenti:



La reazione di ossidazione dell'etanolo si può ottenere combinando la reazione a) con l'inverso della reazione b):



semplificando:



Quindi il  $\Delta H^\circ$  della reazione di ossidazione si ottiene combinando in maniera analoga i  $\Delta H^\circ_{\text{comb}}$





## ✦ *Esercizio 6- Entalpia standard di reazione*

$$\text{mol (CH}_3\text{CH}_2\text{OH)} = [(560 \text{ mL}) \cdot (0.789 \text{ g / mL})] / (46.0 \text{ g / mol}) = 9.61 \text{ mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reaz}} = \Delta H^\circ (\text{comb. CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) - \Delta H^\circ (\text{comb. CH}_3\text{COOH}) = - 495 \text{ kJ / mol}$$

$$Q = (9.61 \text{ mol}) \cdot (- 495 \text{ kJ / mol}) = -4.75 \times 10^3 \text{ kJ}$$



## ✦ *Esercizio 7 - Entalpia standard di reazione*

Determinare il  $\Delta H^\circ_f$  del benzene liquido  $C_6H_6$  noti i seguenti dati:

$$\Delta H^\circ_f CO_2(g) = -394 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f H_2O (l) = -286 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{comb.} C_6H_6 (l) = -3271 \text{ kJ/mol}$$

### SVOLGIMENTO

Si vuole conoscere l'entalpia standard della reazione:



Poichè è impossibile condurre sperimentalmente tale reazione nel calorimetro, in quanto si formerebbe una miscela di prodotti, consideriamo che la reazione di formazione del benzene e la variazione di entalpia ad essa associata, si può ricavare sommando opportunamente le equazioni termochimiche di formazione di  $CO_2 (g)$ , di  $H_2O (l)$ , e di combustione del benzene:



$$\Delta H_1 = -394 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_2 = -286 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_3 = -3271 \text{ kJ/mol}$$



## ✦ *Esercizio 7 - Entalpia standard di reazione*

Per ottenere l'equazione termochimica di formazione di  $\text{C}_6\text{H}_6$  (l) è necessario moltiplicare per 6 l'equazione 1), per 3 l'equazione 2), invertire l'equazione 3 e quindi sommare membro a membro:



SOMMA

