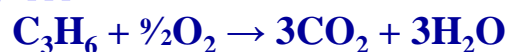
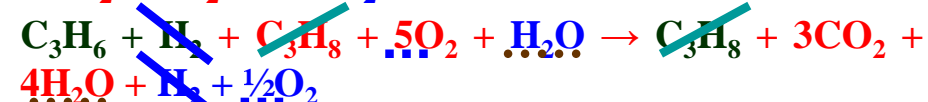
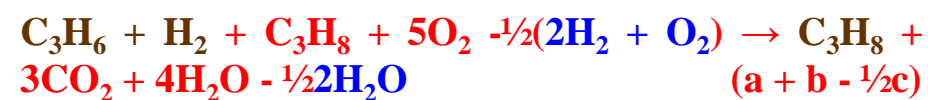


Calcolare l'entalpia di combustione del propene sapendo che alla stessa temperatura le entalpie per le reazioni:



sono -124 , -2220 e $-572 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.



$$\Delta_{\text{comb}}\text{H} = \Delta_{\text{a}}\text{H} + \Delta_{\text{b}}\text{H} - \frac{1}{2}\Delta_{\text{c}}\text{H} = -124 + -2220 - \frac{1}{2}(-572)$$

$$\Delta_{\text{comb}}\text{H} = -2058 \text{ kJ}$$

Calcolare ΔU , ΔH , ΔS e ΔG per la compressione di $3,47$ mol di un gas ideale da $1,12$ atm a $5,03$ atm a 25°C .

La trasformazione è isoterma e per un gas ideale a temperatura costante $\Delta\text{U} = 0$ e $\Delta\text{H} = 0$.

Per una trasformazione reversibile

$$q = n \cdot R \cdot T \cdot \ln(V_f/V_i) = n \cdot R \cdot T \cdot \ln(p_i/p_f)$$

$$q = 3,47 \cdot 8,3143 \cdot (25 + 273,15) \cdot \ln(1,12/5,03) = -12,9 \text{ kJ}$$

$$\Delta\text{S} = q/T$$

$$\Delta\text{S} = -12900/298,15 = -43,3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - T \cdot \Delta\text{S}$$

$$\Delta\text{G} = 0 - 298,15 \cdot -43,3 = 12,9 \text{ kJ}$$

Calcolare la temperatura finale per l'espansione isoterma fino alla pressione di $0,650$ mmHg di $7,26$ mol di un gas alla temperatura di $18,0^\circ\text{C}$, alla pressione di 95 kPa e con costanti di van der Waals $a = 3,562 \text{ atm}\cdot\text{l}^2\cdot\text{mol}^{-2}$ e $b = 4,287 \text{ l}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Isotermico = stessa temperatura

$$T_f = T_i = 18,0^\circ\text{C}$$

$50,0$ g di ghiaccio a 0°C vengono aggiunti a $100,0$ g di H_2O a 20°C . Considerando trascurabile lo scambio di calore con l'esterno calcolare la temperatura finale. L'entalpia di fusione e la capacità termica a pressione costante dell'acqua sono $333,3 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}$ e $75,3 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$75,3 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{mol}^{-1} = 75,3/18,01528 = 4,18 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{g}^{-1}$$

$$q_{\text{fus}} = m_s \cdot \Delta_{\text{fus}}\text{H} = 50,0 \cdot 333,3 = 16665 = 16,7 \text{ kJ}$$

$$q_{\text{raf}} = m_l \cdot C_p \cdot \Delta T = 100,0 \cdot 4,18 \cdot 20 = 8360 = 8,36 \text{ kJ}$$

$q_{\text{fus}} > q_{\text{raf}} \Rightarrow T_f = 0^\circ\text{C} \Rightarrow$ fusione parziale

$$\text{ghiaccio che fonde} = 8360/333,3 = 25,1 \text{ g}$$

20,0 g di ghiaccio a 0 °C vengono aggiunti a 100,0 g di H₂O a 20 °C. Considerando trascurabile lo scambio di calore con l'esterno calcolare la temperatura finale. L'entalpia di fusione e la capacità termica a pressione costante dell'acqua sono 333,3 J•g⁻¹ e 75,3 J•K•mol⁻¹.

$$75,3 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{mol}^{-1} = 75,3/18,01528 = 4,18 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{g}^{-1}$$

$$q_{\text{fu}} = m_s \cdot \Delta_{\text{fus}}H = 20,0 \cdot 333,3 = 6666 \text{ J}$$

$$q_{\text{ra}} = m_1 \cdot C_p \cdot \Delta T = 100,0 \cdot 4,18 \cdot 20 = 8360 \text{ J}$$

$$q_{\text{fu}} < q_{\text{ra}} \Rightarrow \text{tutto il ghiaccio fonde} \Rightarrow T_f > 0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

L'acqua si raffredda per trasformare il ghiaccio (a 0 °C) in acqua a T_f.

$$q_{\text{fu}} + q_1 + q_2 = 0 \Rightarrow q_{\text{fu}} + m_1 \cdot C_p \cdot \Delta T_1 = -m_2 \cdot C_p \cdot \Delta T_2 \quad (\Delta T_1 - \Delta T_2 = 20 \text{ } ^\circ\text{C})$$

$$6666 + m_s \cdot C_p \cdot T_f = -m_1 \cdot C_p \cdot (T_f - T_i) = 8360 - m_1 \cdot C_p \cdot T_f$$

$$T_f = (8360 - 6666) / (4,18(20,0 + 100,0)) = 1694 / 501,6 = 3,4 \text{ } ^\circ\text{C}$$

49,3 g di H₂O a 18,5 °C vengono mescolati con 65,3 g di H₂O a 72,8 °C. Supponendo che il mescolamento sia condotto adiabaticamente, calcolare la temperatura finale e i ΔH dei due singoli sistemi e dell'intero sistema. La capacità termica a pressione costante dell'acqua è 75,3 J•K•mol⁻¹.

$$75,3 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{mol}^{-1} = 75,3/18,01528 = 4,18 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{g}^{-1}$$

$$q_1 = m_1 \cdot C_p \cdot \Delta_1 T = 49,3 \cdot 4,18 \cdot (T_f - T_1)$$

$$q_2 = m_2 \cdot C_p \cdot \Delta_2 T = 65,3 \cdot 4,18 \cdot (T_f - T_2)$$

$$q_1 + q_2 = 0 \quad (\Delta H = 0)$$

$$49,3 \cdot C_p \cdot (T_f - T_1) = -65,3 \cdot C_p \cdot (T_f - T_2) \Rightarrow 49,3 \cdot (T_f - T_1) = -65,3 \cdot (T_f - T_1)$$

$$49,3 \cdot T_f - 49,3 \cdot 18,5 + 65,3 \cdot T_f - 65,3 \cdot 72,8 = 0$$

$$T_f = (49,3 \cdot 18,5 + 65,3 \cdot 72,8) / (49,3 + 65,3) = 5666 / 114,6 = 49,4 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_f = (m_1 \cdot T_1 + m_2 \cdot T_2) / (m_1 + m_2)$$

$$\Delta H_1 = -\Delta H_2 = 49,3 \cdot 4,18 \cdot (T_f - T_1) = 6380 \text{ J}$$

49,3 g di H₂O a 18,5 °C vengono mescolati con 65,3 g di H₂O a 72,8 °C. Supponendo che il mescolamento sia condotto adiabaticamente, calcolare la temperatura finale e i ΔS dei due singoli sistemi e dell'intero sistema. La capacità termica a pressione costante dell'acqua è 75,3 J•K•mol⁻¹.

$$75,3 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{mol}^{-1} = 75,3/18,01528 = 4,18 \text{ J}\cdot\text{K}\cdot\text{g}^{-1}$$

$$T_f = (m_1 \cdot T_1 + m_2 \cdot T_2) / (m_1 + m_2)$$

$$T_f = (49,3 \cdot 18,5 + 65,3 \cdot 72,8) / (49,3 + 65,3) = 5666 / 114,6 = 49,4 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$18,5 \text{ } ^\circ\text{C} = 291,6 \text{ K}; 72,8 \text{ } ^\circ\text{C} = 345,9 \text{ K}; 49,4 \text{ } ^\circ\text{C} = 322,6 \text{ K}$$

$$\Delta S = m \cdot C_p \cdot \ln(T_f / T_i)$$

$$\Delta S_1 = m_1 \cdot C_p \cdot \ln(T_f / T_1) = 49,3 \cdot 4,18 \cdot \ln(322,6 / 291,6) = 20,8 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$\Delta S_2 = m_2 \cdot C_p \cdot \ln(T_f / T_2) = 65,3 \cdot 4,18 \cdot \ln(322,6 / 345,9) = -19,1 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$\Delta S = \Delta S_1 + \Delta S_2 = 20,8 + -19,1 = 1,7 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$

8,39 mol di un gas ideale monoatomico a 279 K e 0,730 bar vengono portate a 54 °C e 0,813 bar. Qual è la variazione di entalpia del sistema? Per un gas ideale monoatomico la capacità termica molare a volume costante è 3/2R.

$$54 \text{ } ^\circ\text{C} = 273,15 + 54 = 327 \text{ K}$$

$$R = 8,3145 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$C_{p,m} = R + 3/2R = 5/2R = 8,3145 \cdot 5/2 = 20,8 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H = n \cdot C_{p,m} \cdot \Delta T$$

$$\Delta H = 8,39 \cdot 20,8 \cdot (327 - 279) = 8,38 \text{ kJ}$$

0,56 mol di un gas ideale a 17,5 °C si espandono da 1,20 dm³ a 7,40 dm³. Calcolare q, w, ΔU, ΔH e ΔS se il processo è condotto isotermicamente e reversibilmente.

Per una trasformazione isoterma di un gas ideale

$$\Delta U = 0; \Delta H = 0$$

Per una trasformazione reversibile

$$q = -w = n \cdot R \cdot T \cdot \ln(V_f/V_i)$$

$$q = 0,56 \cdot 8,3143 \cdot (290,65) \cdot \ln(7,40/1,20) = 2,46 \text{ kJ}$$

$$q = 2,46 \text{ kJ}$$

$$w = -2,46 \text{ kJ}$$

$$\Delta S = q/T$$

$$\Delta S = 2460/290,65 = 8,47 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

0,56 mol di un gas ideale a 17,5 °C si espandono da 1,20 dm³ a 7,40 dm³. Calcolare q, w, ΔU, ΔH e ΔS se il processo è condotto isotermicamente e irreversibilmente contro una pressione esterna di 1,00 atm.

Per una trasformazione isoterma di un gas ideale

$$\Delta U = 0; \Delta H = 0$$

Per una trasformazione contro una pressione esterna costante

$$w = -p_{\text{esterna}} \cdot \Delta V$$

$$w = -1,00 \cdot (7,40 - 1,20) = -6,20 \text{ atm} \cdot \ell = -628 \text{ J}$$

$$q = -w = 628 \text{ J} \quad (q_{\text{rev}} = 2,46 \text{ kJ})$$

$$\Delta S = q_{\text{rev}}/T$$

$$\Delta S = 2460/290,65 = 8,47 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

0,56 mol di un gas ideale monoatomico a 17,5 °C si espandono da 1,20 dm³ a 7,40 dm³. Calcolare q, w, ΔU, ΔH e ΔS se il processo è condotto adiabaticamente e reversibilmente.

Per una trasformazione adiabatica di un gas ideale

$$q = 0; w = C_V \Delta T; V \cdot T^c = \text{costante} \quad (c = C_{V,m}/R)$$

per un gas monoatomico $C_{V,m} = 3/2R$

$$T_f^c = T_i^c \cdot V_i/V_f = 290,65^{3/2} \cdot 1,20/7,40 = 803,5$$

$$T_f = 86,4 \text{ K} = -186,7 \text{ °C}$$

$$\Delta U = w = n \cdot C_{V,m} \cdot \Delta T = 0,56 \cdot 3/2R \cdot (-186,7 - 17,5)$$

$$\Delta U = w = -1430 \text{ J};$$

$$\Delta H = n \cdot C_{p,m} \cdot \Delta T = (5/2)/(3/2) \cdot \Delta U = -2380 \text{ J}$$

La trasformazione può essere vista come l'insieme di una trasformazione isocora (a) e una isoterma (b).

$$\Delta S = \Delta_a S + \Delta_b S = n \cdot C_{V,m} \cdot \ln(T_f/T_i) + n \cdot R \cdot \ln(V_f/V_i)$$

$$\Delta S = 0,56 \cdot 3/2R \cdot \ln(86,4/290,65) + 0,56 \cdot R \cdot \ln(7,40/1,20) = 0$$

2,81 mol di un gas ideale monoatomico a 16,5 °C e 0,987 atm vengono portate a 105,3 °C e 1,18 atm. Calcolare la variazione di entalpia e di entropia del sistema.

Per un gas ideale monoatomico

$$C_{V,m} = 3/2R \text{ e } C_{p,m} = 5/2R = 20,78575 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta H = n \cdot C_{p,m} \cdot \Delta T = 2,81 \cdot 20,78575 \cdot (105,3 - 16,5)$$

$$\Delta H = 5,19 \text{ kJ}$$

La trasformazione può essere vista come l'insieme di una trasformazione isobara (a) e una isoterma (b).

$$\Delta_a S = n \cdot C_{p,m} \cdot \ln(T_f/T_i) = 2,81 \cdot 20,78575 \cdot \ln(378,45/289,65) = 15,6 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta_b S = n \cdot R \cdot \ln(p_i/p_f) = 2,81 \cdot 8,3145 \cdot \ln(0,987/1,18) = -4,2 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta S = \Delta_a S + \Delta_b S = 15,6 + -4,2 = 11,4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

In quanti modi diversi possiamo osservare 12 monete di cui 8 sono teste?

$$W = \frac{N!}{\prod \eta_i!}$$

$$N = 12; \eta_t = 8; \eta_c = 4$$

$$W = 12!/(8! \cdot 4!)$$

$$W = 479001600/(40320 \cdot 24)$$

$$W = 495$$

In quanti modi diversi possiamo osservare 12 monete di cui 8 sono croce?

$$W = \frac{N!}{\prod \eta_i!}$$

$$N = 12; \eta_t = 4; \eta_c = 8$$

$$W = 12!/(4! \cdot 8!)$$

$$W = 479001600/(24 \cdot 40320)$$

$$W = 495$$

In quanti modi diversi possiamo osservare 12 monete di cui 6 sono teste?

$$W = \frac{N!}{\prod \eta_i!}$$

$$N = 12; \eta_t = 6; \eta_c = 6$$

$$W = 12!/(6! \cdot 6!)$$

$$W = 479001600/(720 \cdot 720)$$

$$W = 924$$

Un insieme di particelle tipo oscillatori armonici è caratterizzato alla temperatura di 25 °C dal rapporto $N_1/N_0 = 0,60$, N_3/N_2 , N_4/N_0 e N_5/N_1 .

$$\frac{N_{i+1}}{N_i} = e^{-\frac{\varepsilon_{i+1} - \varepsilon_i}{kT}} = e^{-\frac{q}{kT}} = e^{-b} = a$$

$$\frac{N_{i+2}}{N_i} = \frac{N_{i+2}}{N_{i+1}} \cdot \frac{N_{i+1}}{N_i} = a \cdot a = a^2 \quad \frac{N_j}{N_i} = \left(\frac{N_1}{N_0} \right)^{j-i}$$

$$N_2/N_1 = N_3/N_2 = N_1/N_0 = 0,60$$

$$N_4/N_0 = N_5/N_1 = (N_1/N_0)^4 = 0,60^4 = 0,13$$

Calcolare l'entropia a 400°C di un sistema descritto da 9 particelle sullo stato fondamentale e 5 particelle sullo stato eccitato con energia $2,40 \cdot 10^{-21} \text{J}$. Il sistema è all'equilibrio?

$$\frac{\eta_1}{\eta_0} = e^{-\frac{\epsilon_1 - \epsilon_0}{kT}} = e^{-\frac{\Delta\epsilon}{kT}}; \quad W = \prod_i \eta_i!$$

$$S = k \cdot \ln W$$

$$W = (9 + 5)! / (9! \cdot 5!) = 2002$$

$$S = 1,38 \cdot 10^{-23} \cdot \ln 2002 = 1,05 \cdot 10^{-22} \text{J/K}^{-1}$$

$$\Delta\epsilon/kT = 2,40 \cdot 10^{-21} / 1,38 \cdot 10^{-23} \cdot (400 + 273,15)$$

$$\Delta\epsilon/kT = 0,258$$

$$\eta_1 = \eta_0 \cdot e^{-\Delta\epsilon/kT} = 9 \cdot e^{-0,258} = 6,95$$

Il numero di particelle calcolato (7) dalla legge di distribuzione di Boltzmann è diverso da quello indicato (5) => il sistema non è all'equilibrio ($T_{eq} = 22,6^\circ\text{C}$).

Un sistema di particelle è descrivibile da un livello fondamentale con degenerazione due e da un livello eccitato con degenerazione sette. Alla temperatura di 25 °C il numero di molecole su stati eccitati è uguale a quelle su stati fondamentali. Calcolare la differenza di energia tra gli stati.

$$\frac{N_1}{N_0} = \frac{\omega_1}{\omega_0} e^{-\frac{\epsilon_1 - \epsilon_0}{kT}} = \frac{\omega_1}{\omega_0} e^{-\frac{\Delta\epsilon}{kT}}; \quad \ln\left(\frac{N_1}{N_0} \frac{\omega_0}{\omega_1}\right) = -\frac{\Delta\epsilon}{kT}$$

$$\Delta\epsilon = -k \cdot T \cdot \ln(1 \cdot 2/7)$$

$$k = 1,381 \cdot 10^{-23} \text{J/K}^{-1}; \quad T = 273,15 + 25$$

$$\Delta\epsilon = -1,381 \cdot 10^{-23} \cdot 298,15 \cdot (-1,25)$$

$$\Delta\epsilon = 5,16 \cdot 10^{-21} \text{J}$$

Quali sono le temperature, per il sistema precedente, con un rapporto tra le particelle sul livello eccitato e quelle sul livello fondamentale uguale a 0; 0,5; 2; 3 e 10.

$$\frac{N_1}{N_0} = \frac{\omega_1}{\omega_0} e^{-\frac{\epsilon_1 - \epsilon_0}{kT}} = \frac{\omega_1}{\omega_0} e^{-\frac{\Delta\epsilon}{kT}}; \quad \ln\left(\frac{N_1}{N_0} \frac{\omega_0}{\omega_1}\right) = -\frac{\Delta\epsilon}{kT}$$

$$T = -(\Delta\epsilon/k) / \ln(N_1/N_0 \cdot 2/7)$$

$$N_1/N_0 = 0 \Rightarrow T = 0 \text{ K}$$

$$N_1/N_0 = 0,5 \Rightarrow T = 192 \text{ K}$$

$$(N_1/N_0 = 1 \Rightarrow T = 298 \text{ K})$$

$$N_1/N_0 = 2 \Rightarrow T = 667 \text{ K}$$

$$N_1/N_0 = 3 \Rightarrow T = 2423 \text{ K}$$

$$(N_1/N_0 = 7/2 \Rightarrow T = \infty \text{ K})$$

$$N_1/N_0 = 10 > 7/2 \Rightarrow \text{nessuna temperatura}$$

Un insieme di particelle tipo oscillatori armonici è caratterizzato alla temperatura di 20 °C dal rapporto N_1/N_0 uguale a 0,75. Calcolare lo stesso rapporto a 255 °C.

$$\frac{N_1}{N_0} = e^{-\frac{\epsilon_1 - \epsilon_0}{kT}} = e^{-\frac{\Delta\epsilon}{kT}}; \quad \ln\left(\frac{N_1}{N_0}\right) = -\frac{\Delta\epsilon}{kT}; \quad \Delta\epsilon = kT \ln\left(\frac{N_1}{N_0}\right)$$

$$\Delta\epsilon = 1,38 \cdot 10^{-23} \cdot (20 + 273,15) \cdot \ln(0,75)$$

$$\Delta\epsilon = 1,16 \cdot 10^{-21} \text{J} \quad N_1/N_0 = e^{-\Delta\epsilon/kT}$$

$$\Delta\epsilon/kT = 1,16 \cdot 10^{-21} / 1,38 \cdot 10^{-23} \cdot (255 + 273,15)$$

$$\Delta\epsilon/kT = 0,160 \quad N_1/N_0 = e^{-0,160} = 0,85$$

$$\alpha = -\Delta\epsilon/k; \quad (N_1/N_0)_a = e^{\alpha/T_a}$$

$$(N_1/N_0)_b = e^{\alpha/T_b} = e^{(\alpha/T_a) \cdot (T_a/T_b)} = (e^{\alpha/T_a})^{T_a/T_b}$$

$$(N_1/N_0)_b = (N_1/N_0)_a^{T_a/T_b}$$

$$(N_1/N_0)_{255} = 0,75^{(20 + 273,15)/(255 + 273,15)}$$

$$293,15/528,15 = 0,555$$

$$(N_1/N_0)_{255} = 0,75^{0,555} = 0,85$$

Un sistema è descrivibile da un livello fondamentale tre volte degenerare e da un livello eccitato sette volte degenerare. Alla temperatura di 300K la frazione di particelle sul livello fondamentale è 0,64. Calcolare questa frazione alla temperatura di 800K.

$$\frac{N_1}{N_0} = \frac{\omega_1}{\omega_0} e^{-\frac{\epsilon_1 - \epsilon_0}{kT}}; \quad \frac{N_1}{N_0} \frac{\omega_0}{\omega_1} = e^{-\frac{\Delta\epsilon}{kT}}; \quad e^{-\frac{\Delta\epsilon}{kT_2}} = \left(e^{-\frac{\Delta\epsilon}{kT_1}} \right)^{\frac{T_1}{T_2}}$$

$$N_1/N_0 = (1 - x_0)/x_0$$

$$(a \ 300 \ K) \quad N_1/N_0 = (1 - 0,64)/0,64 = 0,5625$$

$$N_1/N_0 \cdot \omega_0/\omega_1 = 0,5625 \cdot 3/7 = 0,2411$$

$$(a \ 800 \ K) \quad N_1/N_0 \cdot \omega_0/\omega_1 = (0,2411)^{300/800} = 0,5865$$

$$N_1/N_0 = 0,5865 \cdot \omega_1/\omega_0 = 1,369$$

$$x_0 = N_0/(N_0 + N_1) = N_0/N_0/(N_0/N_0 + N_1/N_0)$$

$$x_0 = 1/(1 + N_1/N_0)$$

$$x_0 = 1/(1 + 1,369) = 0,42$$

Calcolare il $t_{1/2}$ di una reazione del primo ordine che procede per il 75% in 30 min.

Il tempo di dimezzamento $t_{1/2}$ è il tempo necessario affinché la concentrazione del reagente in difetto si dimezzi.

Per una reazione del primo ordine, indicando con A il reagente si ha:

$$-d[A]/dt = k \cdot [A]$$

$$\ln([A]_t/[A]_0) = -k \cdot t$$

$$t = t_{1/2} \Rightarrow [A]_t = 1/2 \cdot [A]_0$$

$$t_{1/2} = \ln 2/k$$

$$k = -\ln(0,25)/30 = 0,009589 \text{ min}^{-1}$$

$$t_{1/2} = 15 \text{ min}$$

Una reazione che procede per il 75% il reagente si è dimezzato e di nuovo dimezzato ovvero il tempo trascorso è due volte il $t_{1/2}$.

Calcolare il ΔE_a per una reazione la cui velocità a 20 °C raddoppia per l'aumento di 10 °C.

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$$k_1 = A e^{-\frac{E_a}{RT_1}}; \quad k_2 = A e^{-\frac{E_a}{RT_2}}$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$T_1 = 293,15 \quad T_2 = 303,15$$

$$\ln(k_2/k_1) = 2$$

$$1/T_2 - 1/T_1 = -1,125 \cdot 10^{-4}$$

$$E_a = -R \cdot \ln(2) \cdot (-1,125 \cdot 10^{-4})$$

$$E_a = -8,3143 \cdot 0,69315 \cdot (-1,125 \cdot 10^{-4})$$

$$E_a = 51,2 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$E_a = 51,2 \text{ kJ}$$

Per la reazione elementare $A + 2B \rightarrow 3C$, riportare l'espressione della velocità di scomparsa del reagente B.

Per una reazione elementare l'espressione cinetica è del tipo:

$$v = k \cdot \prod_i [R_i]^{a_i}$$

dove R_i è l'iesimo reagente con coefficiente stechiometrico a_i , che, come esponente delle concentrazioni prende il nome di molarità (al posto di ordine di reazione).

$$v = -d[A]/dt = -1/2 \cdot d[B]/dt = 1/3 \cdot d[C]/dt$$

$$-1/2 \cdot d[B]/dt = k \cdot [A] \cdot [B]^2$$