

Espansioni Reversibili

IL LAVORO FATTO DAL SISTEMA E' NEGATIVO (un gas che si espande compie lavoro sul pistone)

IL LAVORO FATTO SUL SISTEMA E' POSITIVO (il pistone comprime il gas)

1) Due moli di un gas ideale ($C_v=12.5 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$) a 300 K sono compresse adiabaticamente a $1/4$ del volume iniziale. Qual e' la temperatura del gas alla fine della compressione?

(754 K)

2) Determinare il lavoro di un'espansione adiabatica reversibile di 3 moli di Ar da 0.05 a 0.50 dm^3 . La temperatura iniziale e' di 298 K.

(-8.75 kJ)

3) È noto dalla Termodinamica che il calore specifico a pressione costante di un gas perfetto è maggiore di quello a volume costante, e vale la relazione di Meyer: $C_p - C_v = R$. Si potrebbe provare intuitivamente che $C_p > C_v$?

(in una trasformazione a V costante, il W è nullo)

4) n_1 moli di un gas perfetto occupano a pressione P_1 , metà di un recipiente di volume V ; nell'altra metà ci sono n_2 moli di un altro gas perfetto a pressione $P_2 < P_1$. Calcolare la T all'equilibrio quando i due gas si mescolano, nell'ipotesi che le pareti e il setto intermedio del recipiente siano adiatermani.

($T = (n_1 T_1 + n_2 T_2) / (n_1 + n_2)$)

5) A quale pressione si deve portare un certo volume di azoto, inizialmente a $P=1 \text{ atm}$ e 100°C , per aumentarne la temperatura fino a 400°C con una compressione adiabatica?

(7.89 atm)

6) 2 dm^3 di idrogeno, inizialmente in condizioni standard, vengono espansi isotermicamente e reversibilmente a un volume finale di 4 dm^3 . Calcolare il lavoro fatto.

(-140.5 J)

7) Determinare il lavoro in una trasformazione isobara reversibile di 3 moli di un gas ideale, quando viene scaldato da 298 a 400 K.

(-2.544 kJ)

8) Determinare il lavoro di evaporazione di 3 moli di metanolo, CH_3OH , al suo punto di ebollizione normale ($T_{\text{eb}} = 337.9 \text{ K}$). Si ammetta comportamento ideale, e trascurare il volume del liquido rispetto a quello del gas.

(-8.428 kJ)

9) A quale pressione si deve portare un certo volume di azoto, inizialmente a $P=1 \text{ atm}$ e 100°C , per aumentarne la temperatura fino a 400°C con una compressione adiabatica?

(7.89 atm)

10) 2 dm^3 di idrogeno, inizialmente in condizioni standard, vengono espansi isotermicamente e reversibilmente a un volume finale di 4 dm^3 . Calcolare il lavoro fatto.

(-140.5 J)

11) Determinare il lavoro in una trasformazione isobara reversibile di 3 moli di un gas ideale, quando viene scaldato da 298 a 400 K.

(-2.544 kJ)

12) Determinare il lavoro di evaporazione di 3 moli di metanolo, CH_3OH , al suo punto di ebollizione normale ($T_{\text{eb}} = 337.9 \text{ K}$). Si ammetta comportamento ideale, e trascurare il volume del liquido rispetto a quello del gas.

(-8.428 kJ)

Gas Reali

13) L'energia interna di 1 mol di gas di Van der Waals è data da:

$$U = C_V T - (a/V) + c$$

dove "a" e "c" sono costanti. Esprimere ΔU e ΔS per un'espansione adiabatica reversibile di un gas di Van der Waals da (T_1, V_1) a (T_2, V_2) e dimostrare che per questo processo vale la relazione:

$$T(V-b)^m = \text{costante}$$

dove $m = R/C_V$.

$$\Delta U = -a[(1/V_2) - (1/V_1)] + C_V(T_2 - T_1) ; \Delta S = C_V \ln(T_2/T_1) + R \ln[(V_2 - b)/(V_1 - b)]$$

14) Usando l'equazione della pressione idrostatica $dP = \rho \cdot g \cdot dz$, che descrive l'aumento della pressione al variare dell'altezza della colonna di fluido (dz), e assumendo che l'aria secca abbia un $C_p = 1 \text{ kJ/mol} \cdot \text{K}$, calcolare l'indice adiabatico secco dT/dz dell'aria quando questa si muove nell'atmosfera senza scambio di calore.

$$dT/dz = 9.81 \cdot 10^{-3} \text{ K/m}$$

15) Il metano segue la legge $PV = A + BP$ intorno a 0°C , dove $A = 22410 \text{ cm}^3/\text{atm} \cdot \text{mol}$, e $B = -55.6 \text{ cm}^3/\text{mol}$. Calcolare la variazione di potenziale chimico quando 1 mol di CH_4 subisce una compressione isoterma da 1 a 80 atm.

$$\Delta \mu = 9503 \text{ J/mol}$$

16) Mostrare che per un gas ideale $(dH/dP)_T = 0$ e calcolarne il valore per un gas reale che segue la legge: $V = (RT/P) + b - (a/RT)$ con "a" e "b" indipendenti da T.

$$(dH/dP)_T = b - (a/2RT)$$

17) Supponendo che l'ammoniaca a 750 K segue la legge: $V = (RT/P) + b - (a/RT)$ con $a = 4 \cdot 10^6 \text{ cm}^6 \cdot \text{atm/mol}$, $b = 36 \text{ cm}^3/\text{mol}$ e $C_p^\circ = 48.1 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$, calcolare:

- a) la variazione di H e C_p per un aumento di pressione da 1 a 40 atm
- b) il valore di μ_{JT} a 40 atm
- c) la temperatura di inversione di NH_3 .

$$\Delta H = -371.5 \text{ J/mol}; \Delta C_p = 0.684 \text{ J/mol} \cdot \text{K}; \mu_{JT} = 0.198 \text{ K/atm}; T^* = 2707 \text{ K}$$

18) Si sa che per CO₂ a 273 K, il coefficiente di compressibilità Z varia come:

$$Z(P) = 1 - 2.38 \cdot 10^{-3} P + 5.22 \cdot 10^{-6} P^2$$

calcolare la fugacità f per CO₂ a 273 K e 100 atm.

81 atm

19) Mostrare che per una mole di un gas di Van der Waals valgono le seguenti relazioni:

$$\alpha = R/[PV - (a/V) + (2ab/V^2)] ; \quad \beta = (V-b)/[PV - (a/V) + (2ab/V^2)].$$

Valutare α e β per l'azoto gassoso a 25° C e 1 atm, assumendo che l'azoto si comporti come un gas di Van der Waals con $a=1.39 \text{ L}^2 \cdot \text{atm/mol}^2$ e $b=39.1 \text{ cm}^3/\text{mol}$. Confrontare questi risultati con quelli risultanti dal considerare N₂ come un gas ideale.

Gas di Vand Waals: $\alpha=3.37 \cdot 10^{-3} \text{ K}^{-1}$; $\beta=1.001 \text{ atm}^{-1}$

Gas Ideale: $\alpha=3.356 \cdot 10^{-3} \text{ K}^{-1}$; $\beta=1 \text{ atm}^{-1}$

Gas perfetti

20) In un recipiente alla pressione di 2 atm e a 25°C sono racchiusi 65 g di xenon che vengono fatti espandere adiabaticamente (a) e reversibilmente ad 1 atm, oppure contro la pressione esterna di 1 atm (b). Quale sarà in ambedue i casi la temperatura finale, se la temperatura iniziale era di 298 K. Si assuma comportamento di gas ideale. Dati per lo Xe: $C_{v,m}=12.47 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$; $C_{p,m}=20.79 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$.

225.86 K; 238 K

21) In un contenitore munito di pistone, 22.4 L di un gas vengono compressi reversibilmente ed isotermicamente variando la P da 1 a 10 atm. Si calcoli il lavoro in gioco a 273 K considerando che tale trasformazione obbedisca all'equazione $PV^{1.4}=\text{costante}$.

5.29 kJ

22) Una mole di un gas ideale biatomico compie una trasformazione da uno stato iniziale di volume pari a 21 dm³ e temperatura di 291 K ad uno stato finale in cui il volume e la temperatura sono rispettivamente 12.7 dm³ e 305 K. La trasformazione e' rappresentata da una retta in un diagramma (P,V). Trovare il lavoro compiuto ed il calore scambiato esprimendoli in Joule. Si assuma il valore di C_v come da teoria cinetica dei gas ideali, applicando il principio di equipartizione dell'energia, escludendo il contributo vibrazionale.

1307 J; -1016 J

23) Un recipiente contiene 1000 moli di un gas ideale monoatomico a 273 K e $1.01\cdot 10^5 \text{ Pa}$. Si calcoli la temperatura finale del gas, la pressione finale ed il lavoro in gioco, che porta al raddoppio del volume nei seguenti due casi:

- a) espansione isoterma reversibile
- b) espansione adiabatica reversibile.

a: $W=-1573.25 \text{ kJ}$; $P=50.51 \text{ kPa}$; $T=273 \text{ K}$
b: $T=171.98 \text{ K}$

24) Data una mole di un gas che obbedisce alla equazione $PV^{1.2}=100\cdot T^{1.1}$, dove 100 e' in J/Kmol, che subisce una trasformazione isoterma a 25°C da un volume iniziale di 10 L ad uno finale di 1 m³, si determini il lavoro, la variazione di energia interna ed il calore in gioco. Esprimere il risultato in kJ con due cifre decimali.

$W=-398.47 \text{ kJ}$; $Q=438.32 \text{ kJ}$

25) Si consideri un gas ideale racchiuso in un cilindro dotato di pistone. Sia lo stato iniziale: $T=293\text{ K}$ e $V=8\text{ L}$; si effettui una trasformazione tale che lo stato finale sia caratterizzato da un volume doppio. Il gas sia una mole di idrogeno. Si determinino W , q e ΔU nei due seguenti casi:

- a) espansione (a T costante) libera contro una pressione esterna nulla
- b) espansione isoterma e reversibile.

a: $W=q=0$

b: $W=-1688.5\text{ J}$; $q=1688.5\text{ J}$

26) In un contenitore munito di pistone, 22.4 l di un gas vengono compressi reversibilmente ed isotericamente variando la P da 1 a 10 atm . Si calcoli il lavoro in gioco a 273 K considerando che tale trasformazione obbedisca all'equazione $PV^{1.4}=\text{costante}$.

5.29 kJ

27) Una mole di un gas ideale biatomico compie una trasformazione da uno stato iniziale di volume pari a 21 dm^3 e temperatura di 291 K ad uno stato finale in cui il volume e la temperatura sono rispettivamente 12.7 dm^3 e 305 K . La trasformazione è rappresentata da una retta in un diagramma (P,V) . Trovare il lavoro compiuto ed il calore scambiato esprimendoli in Joule. Si assuma il valore di C_v come da teoria cinetica dei gas ideali, applicando il principio di equipartizione dell'energia, escludendo il contributo vibrazionale.

1307 J; -1016 J

28) Un recipiente contiene 1000 moli di un gas ideale monoatomico a 273 K e $1.01 \cdot 10^5\text{ Pa}$. Si calcoli la temperatura finale del gas, la pressione finale ed il lavoro in gioco, che porta al raddoppio del volume nei seguenti due casi:

- a) espansione isoterma reversibile
- b) espansione adiabatica reversibile.

A: $W=-1573.25\text{ kJ}$; $P=50.51\text{ kPa}$; $T=273\text{ K}$ ||| b: $T=171.98\text{ K}$

29) Data una mole di un gas che obbedisce alla equazione $PV^{1.2}=100 \cdot T^{1.1}$, dove 100 è in J/Kmol , che subisce una trasformazione isoterma a 25°C da un volume iniziale di 10 L ad uno finale di 1 m^3 , si determini il lavoro, la variazione di energia interna ed il calore in gioco. Esprimere il risultato in kJ con due cifre decimali.

$W=-398.47\text{ kJ}$; $Q=438.32\text{ kJ}$

30) Si consideri un gas ideale racchiuso in un cilindro dotato di pistone. Sia lo stato iniziale: $T=293\text{ K}$ e $V=8\text{ L}$; si effettui una trasformazione tale che lo stato finale sia caratterizzato da un volume doppio. Il gas sia una mole di idrogeno. Si determinino W , q e ΔU nei due seguenti

casi: a) espansione (a T costante) libera contro una pressione esterna nulla; b) espansione isoterma e reversibile.

A: $W=q=0$. b: $W=-1688.5\text{ J}$; $q=1688.5\text{ J}$

31) Si riscalda una pentola contenente 1 kg di acqua fino a completa evaporazione. Si calcolino: a) il lavoro W , b) il calore Q , c) la variazione di energia interna ΔU , d) la variazione di entalpia ΔH . Assunzioni:

1) vapore = gas ideale

2) $\Delta H_{\text{vap,mol}}(373.15\text{ K})=40.6\text{ kJ/mol}$

3) $V_{\text{fin}} \gg V_{\text{ini}}$

4) pressione esterna = 1 atm

-172 kJ; $2.25 \cdot 10^3\text{ kJ}$; $2.25 \cdot 10^3\text{ kJ}$; $2.078 \cdot 10^3\text{ kJ}$

Termochimica

32) Qual è il calore coinvolto nel congelamento dell'acqua a -10°C , sapendo che $\Delta H^{\circ}_f(273\text{ K}) = -6004\text{ J/mol}$, $C_p(\text{liq}) = 75.3\text{ J/K}\cdot\text{mol}$, e $C_p(\text{sol}) = 36.9\text{ J/K}\cdot\text{mol}$?

-5619 J/mol

33) La massa di una zolletta di zucchero è circa 1.5 g. Qual è la sua entalpia di combustione? Fino a quale altezza potreste portarvi ammettendo di poter sfruttare per simile lavoro il 25% dell'energia sviluppata (assumere una massa media di 70 kg)?

23.35 kJ; 8.5 m

34) In alta montagna un abito bagnato può essere fatale. Ammettete di indossare un abito che ha assorbito 1 kg di acqua e che esso venga asciugato dal vento freddo. A quale perdita di calore deve far fronte il vostro corpo? Quanto glucosio dovreste consumare per ripristinare il vostro patrimonio energetico? Ammettendo che l'organismo non disponga di tale glucosio, a quale temperatura si troverebbe al termine dell'evaporazione (ammettendo che il corpo abbia una capacità termica pari a quella dell'acqua)? Si ammetta che l'entalpia di evaporazione dell'acqua valga 44 kJ/mol e $C_p(\text{liq}) = 75.48\text{ J/K}\cdot\text{mol}$.

2494 kJ; 160 g; 8.5°C

35) Calcolare l'energia media del legame O-H dai seguenti dati:
evaporazione dell'acqua, $\Delta H_e = 40.6\text{ kJ/mol}$

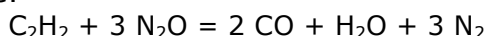
$2\text{ H}_{(\text{g})} = \text{H}_{2(\text{g})}$, $\Delta H_1 = -435\text{ kJ/mol}$

$2\text{ O}_{(\text{g})} = \text{O}_{2(\text{g})}$, $\Delta H_2 = -489.6\text{ kJ/mol}$

$2\text{ H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} = 2\text{ H}_2\text{O}_{(\text{l})}$, $\Delta H_3 = -571.6\text{ kJ/mol}$

$\Delta H_x = -462.5\text{ kJ/mol}$

36) In uno spettrofotometro a emissione di fiamma viene effettuata, utilizzando come ossidante a 298 K l' N_2O , una combustione con C_2H_2 , calcolare la temperatura massima T_M raggiunta secondo la reazione:



utilizzando i seguenti valori per l'entalpia di formazione:

54.23 kcal/mol per C_2H_2 ,

19.70 kcal/mol per N_2O ,

-26.42 kcal/mol per CO

-57.80 kcal/mol per H_2O ;

ed i seguenti valori per i C_p :

CO : $C_p = 6.8 + 10^{-3} T - 0.11 \cdot 10^5 T^{-2}$ ($\text{cal/K}\cdot\text{mol}$)

H_2O : $C_p = 7.17 + 2.56 \cdot 10^{-3} T + 0.08 \cdot 10^5 T^{-2}$

N_2 : $C_p = 6.5 + 10^{-3} T$

$T_M = 4207\text{ K}$

37) Calcolare la variazione di entalpia quando una mole di idrogeno gassoso viene riscaldata da 0°C a 100°C sapendo che la capacità termica a pressione costante per l'idrogeno gassoso è data da:

$$C_p = 6.9469 - 0.1999 \cdot 10^{-3}T + 4.808 \cdot 10^{-7}T^2$$

cal/K·mol

2.90 kJ/mol

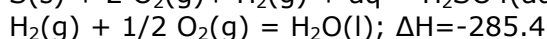
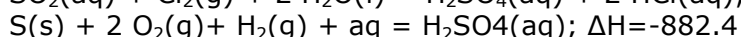
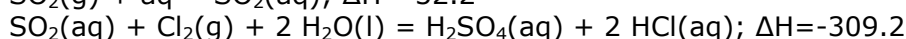
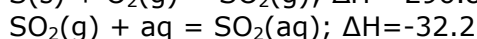
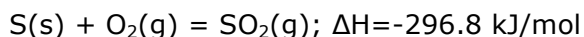
38) Dai dati qui sotto riportati, relativi a 300 K, si calcoli la variazione di entalpia in kJ/mol a 1300 K per la seguente reazione: $C(s) + H_2O(g) = CO(g) + H_2(g)$. Stabilire inoltre se la reazione è endotermica o esotermica. Utilizzare i dati seguenti [$C_p = a + bT + cT^{-2}$ (cal/Kmol; T in K)]:

ΔH_{comb} (kcal/mol)	a	$b \cdot 10^3$	$c \cdot 10^{-5}$
C: -94.40	4.04	1.20	-0.17
CO: -67.95	6.79	0.98	-0.11
H ₂ : -57.80	6.52	0.78	0.12
H ₂ O	7.17	2.56	0.08

133.4 kJ/mol

39) Calcolare l'entalpia molare di formazione dell'acido cloridrico in soluzione acquosa sfruttando i seguenti dati calorimetrici (tutti alla medesima temperatura):

[N.B.: "aq" significa in soluzione acquosa. Le entalpie di soluzione possono essere considerate in buona approssimazione anch'esse additive. "g"=gas, "liq"=liquido, "sol"=solido]



-163.7 kJ/mol

40) Quando (a) 1 mole di CaO, (b) 1 mole di CaCO₃ vengono disciolte in HCl a 25 °C e 1 atm la variazione di entalpia è (a) -46.20 kcal/mol e (b) -3.59 kcal/mol. Qual è l'ammontare di calore che è necessario somministrare a 1 Kg di CaCO₃ a 25 °C per far avvenire la completa decomposizione a 885 °C in CaO e CO₂ a 1 atm ? Nell'intervallo di temperatura fra 25 e 885 °C, i calori specifici medi a pressione costante sono: 0,214 per il CaO, 0,268 per CaCO₃ e 0,242 per CO₂ (i calori specifici sono espressi in cal/K·g).

2600 kJ

41) Una miscela allo 80 % in peso di perossido di idrogeno (il resto è acqua) alla temperatura di 18 °C viene forzata ad entrare in un tubo termicamente isolato contenente un catalizzatore che riesce a decomporre interamente tutta l'acqua ossigenata ad acqua ed ossigeno. Si calcoli la temperatura finale dei prodotti di tale decomposizione sfruttando i dati seguenti. Si consideri anzitutto 1 mole totale di miscela iniziale. Si trascuri il lavoro di tipo P/V. L'entalpia di formazione di H₂O₂ da acqua ed ossigeno a 18 °C e 1 atm sia 23.060 kcal/mol. Il calore specifico dell'acqua liquida è 1.00 cal/K.g; l'entalpia di vaporizzazione dell'acqua a 100 °C è 539 cal/g. I calori specifici medi a pressione costante del vapor d'acqua e dell'ossigeno siano assunti rispettivamente pari a 0.48 e 0.23 cal/K.g

484° C

42) Calcolare il calore di reazione per $\text{CH}_3\text{OH}_{(g)} + 3/2 \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ a 700 K utilizzando i seguenti dati (indipendenti da T):

	CO ₂	H ₂ O	O ₂	CH ₃ OH (g)
$\Delta H^\circ_f(298 \text{ K})$ (in kJ/mol)	-394	-242	0	-201
C_p (in J/mol·K)	37	34	29	44

-670 kJ/mol

43) Le entalpie di Δ ublimazione e di combustione della grafite sono 717 e -394 kJ/mol rispettivamente. Stimare l'entalpia di dissociazione del legame C=O, sapendo che l'entalpia di dissociazione di una molecola di ossigeno vale 498 kJ/mol.

805 kJ/mol

44) Quando 1 mol di CO₂ si forma a partire dagli elementi a 25° C e 1 atm, si liberano 94272 cal. I calori specifici sono:

$$C_p \text{ (O)} = 1.2 + 0.005 T - 1.2 \cdot 10^{-6} T^2$$

$$C_p \text{ (O}_2\text{)} = 6.5 + 0.001 T$$

$$C_p \text{ (CO}_2\text{)} = 7.4 + 0.0066 T - 1.5 \cdot 10^{-6} T^2$$

Calcolare il ΔH di formazione della CO₂ in funzione di T, e a 1000° C.

-94.31 kJ/mol

45) In un calorimetro aperto inizialmente alla temperatura di 59.10° C vengono introdotti velocemente 40 g di Sn bianco, la cui temperatura è di 0° C; la diminuzione di temperatura corrispondente è di 0.98° C. In un'ulteriore esperienza vengono introdotti nello stesso calorimetro, inizialmente a 60.07° C, 40 g di Sn grigio a 0° C e si osserva una diminuzione di

temperatura di 2.13° C, mentre lo Sn grigio si trasforma completamente in Sn bianco. Determinare il ΔH per la transizione $\text{Sn}_{\text{grigio}} = \text{Sn}_{\text{bianco}}$ alla temperatura di transizione e alla pressione di 1 atm, sapendo che:

$$C_p(\text{Sn}_{\text{bianco}}) = 5.93 + 1.25 \cdot 10^{-3} T \text{ (fra } 13^\circ \text{ e } 100^\circ \text{ C)}$$

$$C_p(\text{Sn}_{\text{grigio}}) = 5.54 + 2.10 \cdot 10^{-3} T \text{ (fra } -10^\circ \text{ e } 13^\circ \text{ C)}$$

433 cal/mol

46) I calori di soluzione di una mole di sodio e di ossido di sodio in acqua sono, in condizioni standard e a 298 K, -183.79 e -237.94 kJ/mol rispettivamente. In entrambi i casi l'acqua è in largo eccesso. Calcolare il calore di formazione a pressione costante a 298 K relativo alla formazione dell'ossido di sodio in condizioni standard.

-415.48 kJ/mol

47) Calcolare il calore di formazione del metano a partire dagli elementi a 298 K a P e a V costante, utilizzando i seguenti dati (298 K): $\Delta H^\circ_f = -393.51$ kJ/mol per CO_2 ; -285.84 kJ/mol per $\text{H}_2\text{O}_{\text{liq}}$; $\Delta H^\circ_{\text{comb}} = -890.31$ kJ/mol per CH_4 .

-74.88 kJ/mol; -72.40 kJ/mol

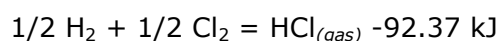
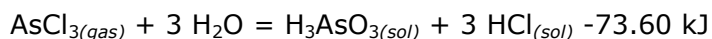
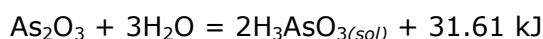
48) Il calore di formazione di Fe_2O_3 a partire dagli elementi è -821.32 kJ/mol a 298 K e P costante, e quello dell' Al_2O_3 è -1675.60 kJ/mol nelle stesse condizioni. Calcolare il calore di riduzione di una mole di ossido di ferro con alluminio metallico.

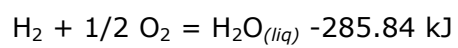
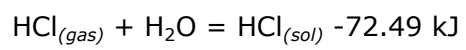
-854.28 kJ

49) Il calore di combustione della grafite a 298 K è -393.795 kJ/mol e quello del diamante è di -395.692 kJ/mol. Il calore specifico a P costante per queste due sostanze è 720.83 e 505.58 J/kg·K. Calcolare il calore di trasformazione della grafite in diamante a 273 K.

1.962 kJ/mol

50) Determinare il calore di formazione dell'anidride arseniosa dalle sostanze elementari a 298 K e pressione standard, usando i seguenti valori:





-644.97 kJ

Entropia

Si ricordi che in un processo irreversibile, il $dS > \delta Q/T$. Tuttavia se il processo irreversibile viene condotto nelle stesse condizioni al contorno di un processo reversibile, allora il $\Delta S_{\text{rev}} = \Delta S_{\text{irr}}$, e ogni processo irreversibile può essere concettualmente ricondotto ad insieme di processi reversibili di cui si può calcolare il ΔS .

51) Alla temperatura iniziale di 373 K, una mole di ossigeno segue un ciclo secondo il motore ideale di Carnot. Si espande isotermicamente al doppio del volume iniziale, poi adiabaticamente a tre volte il volume iniziale, poi viene compresso isotermicamente e adiabaticamente fino a tornare allo stato iniziale. Assumendo che $\gamma = 1.4$, calcolare il lavoro prodotto dal calore durante il ciclo, e il rendimento del ciclo stesso.

-2146.06 J; -1159.8 J; -1824.86 J

52) Si calcoli la variazione di entropia durante la solidificazione, a 268 K, di una mole di benzene sottoraffreddato, sapendo che a 278 K l'entalpia di fusione vale 9956 J/mol, che il C_p del liquido è 127.3 J/mol·K, e il C_p del solido è 123.6 J/mol·K.

35.95 J/mol·K

53) I calori specifici dello zolfo a P costante sono:

$C_p(\text{ortorombico}) = 15 + 26.2 \cdot 10^{-3} T$ fra 298 e 368.8 K

$C_p(\text{monoclino}) = 14.9 + 29.2 \cdot 10^{-3} T$ fra 368.6 e 392 K (punto di fusione)

$C_p(\text{liquido}) = 22.7 + 21 \cdot 10^{-3} T$ fra la fusione e l'ebollizione dello zolfo

inoltre l'entalpia di transizione da ortorombico a monoclino vale 0.361 kJ/mol, mentre l'entalpia di fusione è 1.26 kJ/mol. Calcolare il ΔS quando si scalda lo zolfo da 27° C a 137° C.

12.08 J/K·mol

54) Calcolare la variazione di entropia per mole quando l'elio a 1 atm e 27° C viene riscaldato a 250° C e compresso fino a una pressione finale di 5 atm. Si assuma comportamento ideale. $C_v = 12.5$ J/mol·K.

-1.80 J/K

55) Conoscendo i seguenti dati per l'Al, calcolare il ΔS quando una mole di metallo viene scaldata da 873 K a 973 K: $T_{\text{fus}}=933 \text{ K}$; $\Delta H^{\circ}_{\text{fus}}=10.66 \text{ kJ/mol}$; $C_p(\text{liq})=34.4 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$; $C_p(\text{sol})=31.9 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$.

14.98 J/K

56) Calcolare il ΔS quando una mole di acqua a 0° C viene scaldata a pressione atmosferica fino a formare vapore a 110° C. Il calore specifico medio dell'acqua vale 4.1 J/K·g e l'entalpia di evaporazione vale 2257 J/g.

133.90 J/K

57) Un recipiente termicamente isolato e' diviso in due comparti da un setto di materiale isolante. Un comparto contiene 0.4 moli di He a 20° C e 1 atm, l'altro contiene 0.6 moli di N₂ a 100° C e 2 atm. Si rimuove il setto e si lascia che i due gas (assunti ideali) si mescolino. Calcolare la T e la P finali della miscela, e valutare il ΔS . I valori di C_v per He e N₂ sono 12.5 e 20.8 J/mol·K.

350.1 K; 1.53 atm; 5.86 J/K

58) Una mole di un gas perfetto a 300 K ha una pressione iniziale di 15 atm e si espande isotermicamente fino alla pressione di 1 atm. Calcolare: a) il lavoro massimo che si puo' ottenere dall'espansione, b) ΔU , c) ΔH , d) ΔS .

-6754 J/mol; 0; 0; 22.51 J/K·mol

59) Una mole di NH₃, inizialmente a 298 K e 1 atm, viene scaldata a pressione costante fino a triplicare il suo volume iniziale. Calcolare: Q, W, ΔH , ΔU e ΔS . Si assuma comportamento ideale

$$C_p(\text{NH}_3) = 25.895 + 32.999 \cdot 10^{-3} T - 30.46 \cdot 10^{-7} T^2.$$

26.4 kJ; -4.96 kJ; 26.4 kJ; 21.4 kJ; 46.99 J/K·mol

60) 1 kg di neve a 263 K viene posto in un contenitore termicamente isolato contenente 5 kg di acqua a 303 K. Calcolare il ΔS se il calore di fusione della neve e' 334.6 kJ/kg, il C_p della neve e' 2.024 kJ/kg·K, e il C_p dell'acqua e' 4.2 kJ/kg·K.

1.13 kJ/K

61) Nel caso del metano, il C_p per il gas vale: $C_p=17.518+60.69 \cdot 10^{-3}T$ (in J/mol·K). L'entropia standard del metano a 298 K e' 167.73 J/K·mol. Determinare l'entropia di 10⁻³ m³ di CH₄ a 800 K e 1.01·10⁵ Pa.

3.28 J/K

62) Determinare ΔH , ΔU e ΔS durante la trasformazione di 2.7 kg di acqua ($P_1=1.0133 \cdot 10^5$ Pa; $T_1=293$ K) a vapore a $P_2=0.50665 \cdot 10^5$ Pa e $T_2=373$ K. Assumere che C_p del liquido e del vapore valga 4.187 kJ/kg·K, e che l'entalpia di evaporazione sia 2260.98 kJ/kg. Si consideri il vapore come un gas ideale.

7008.97 kJ; 6544.03 kJ; 19.96 kJ/K

63) Calcolare il ΔS durante il raffreddamento di 12 g di ossigeno da 290 a 233 K e simultaneo aumento della pressione da $1.01 \cdot 10^5$ a $60.6 \cdot 10^5$ Pa, sapendo che il C_p vale 32.9 J/K·mol.

-15.46 J/K

64) Una mole di gas biatomico ideale passa da 100° C e 10 L a 0° C e 100 L seguendo due diversi cammini:

1) espansione adiabatica reversibile tramite un raffreddamento a 0° C e espansione a 21.90 L, seguita da espansione isoterma reversibile fino a 100 L;

2) espansione isoterma reversibile a 100° C da 10 L a 45.70 L e poi espansione adiabatica fino a 100 L e 0° C.

Ammettendo che $\gamma = 1.40$, calcolare: Q , W , ΔU , ΔH e ΔS nei due casi.

1) 3445 J; -5522 J; -2077 J; -2908 J; 15.22 J/K

2) 4710 J; -6787 J; -2077 J; -2908 J; 15.22 J/K

65) Calcolare il ΔS quando 10 g di azoto gassoso sono scaldati da 0° C a 100° C nelle seguenti condizioni:

a) a P costante

b) a V costante.

Indicare le assunzioni fatte, ed esprimere il risultato in cal/K.

a) 0.774 cal/K; b) 0.553 cal/K

66) L'entalpia di evaporazione dell'acido formico vale 117.6 cal/g a 100.6° C, e per l'etanolo vale 195.3 cal/g a 78.3° C. Determinare il ΔS_{vap} e verificare o meno la validità della regola di Trouton.

14.48 cal/K·mol; 25.57 cal/K·mol

67) Calcolare il ΔS per 1 mole di gas biatomico ideale ($C_p=7R/2$) alla pressione iniziale di 5 atm, quando – scaldato da 150° C a 200 ° C – raggiungere una pressione finale di 5.59 atm a V costante. Esprimere il risultato in cal/K.

0.554 cal/K

68) 10 g di Ar (p.a. 39.948 g/mol) a $P_i=6$ atm e $T_i=300$ K sono sottoposti a un cambiamento di stato a U costante, finché $V_f=3V_i$. Assumendo comportamento ideale, si determini P_f , T_f e ΔS .

465 K; 3.1 atm; 2.28 J/K

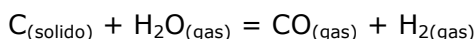
69) In un recipiente alla pressione di 2 atm e a 25°C sono racchiusi 65 g di xenon che vengono fatti espandere adiabaticamente (a) e reversibilmente ad 1 atm, oppure contro la pressione esterna di 1 atm (b). Quale sarà in ambedue i casi la temperatura finale, se la temperatura iniziale era di 298 K? Si assuma comportamento di gas ideale. Dati per lo Xe: $C_{v,m}=12.47$ J/K·mol; $C_{p,m}=20.79$ J/K·mol.

225.86 K; 238 K

70) Calcolare la variazione di entalpia (a pressione costante) quando una mole di idrogeno gassoso viene riscaldata da 0°C a 100°C sapendo che la capacità termica a pressione costante per l'idrogeno gassoso è data da: $C_p=6.9469-0.1999\cdot 10^{-3}T+4.808\cdot 10^{-7}T^2$ cal/K·mol

2.90 kJ/mol

71) Dai dati qui sotto riportati, relativi a 300 K, si calcoli la variazione di entalpia in kJ/mol a 1300 K per la seguente reazione:



Stabilire inoltre se la reazione è endotermica o esotermica. Utilizzare i dati seguenti [$C_p=a+bT+cT^{-2}$ (cal/Kmol; T in K)]:

	ΔH_{comb} (kcal/mol)	a	$b\cdot 10^3$	$c\cdot 10^{-5}$
C	-94.40	4.04	1.20	-0.17
CO	-67.95	6.79	0.98	-0.11
H ₂	-57.80	6.52	0.78	0.12
H ₂ O		7.17	2.56	0.08

133.4 kJ/mol

72) Si consideri la formazione del diamante alle pressioni geofisicamente possibili. La densità delle due forme allotropiche del carbonio vale 2.25 g/cm^3 (grafite) e 3.52 g/cm^3 (diamante). Di quanto si discosta il ΔU_{mol} di transizione:

$$C_{(\text{grafite})} = C_{(\text{diamante})}$$

dal ΔH_{mol} di transizione in una regione di pressione \square ggiratesi sui 500 kBar (1 bar vale circa 1 atm, $1 \text{ atm} = 1.01325 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2$)?

-97.47 kJ/mol

73) Una certa quantità di azoto gassoso a 500 kPa e 400 K è contenuta in un recipiente cilindrico chiuso, munito di pistone, che ha un volume iniziale di 750 cm^3 . L'azoto viene espanso isotermicamente fino ad una pressione di 100 kPa. Durante questa trasformazione il lavoro fatto dall'azoto è 0.55 kJ. Determinare se il processo è stato reversibile o irreversibile, e calcolare le variazioni di entropia. Assunzione: comportamento di gas ideale.

irreversibile

Entropia, Energia Libera

74) Due recipienti comunicanti separati da un setto contengono 1 mole di azoto e due moli di ossigeno. Si rimuove il setto e i gas si mescolano. Calcolare il ΔS_{misc} se le T e le P iniziali sono le stesse, sapendo che l'azoto occupa un volume di 1 L e l'ossigeno un volume di 2 L, e che la pressione finale della miscela è uguale alla pressione iniziale dei gas.

15.88 J/mol·K

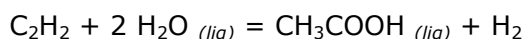
75) Una mole di Ar a 293 K viene miscelata con 2 moli di azoto a 323 K. Le pressioni iniziali dei due gas e la pressione finale della miscela sono uguali. Calcolare la temperatura finale e il ΔS_{misc} , sapendo che per l'azoto $C_p = 29.4 \text{ J/mol·K}$, per l'argon $C_p = 20.8 \text{ J/mol·K}$, che la pressione iniziale dell'argon sia di 1 atm e che quella dell'azoto sia di 2 atm.

315 K; -15.837 J/mol·K

76) 2 moli di ossigeno e 1 mole di azoto vengono mescolate a 298 K. Le pressioni iniziali e la pressione finale della miscela sono $1.0133 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Le pressioni parziali dei gas nella miscela sono $0.668 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ per l'ossigeno e $0.334 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ per l'azoto. Calcolare ΔG , ΔS e ΔH .

-4800 J/mol; -16.10 J/mol·K; 0

77) Determinare ΔH° , ΔU° , ΔA° , ΔG° e ΔS° in condizioni standard e a 298.2 K per la reazione:



a partire dai seguenti dati:

sostanza	$\Delta H^\circ_{\text{form}}$ (298)	$\Delta H^\circ_{\text{form}}$ (298)	$\Delta G^\circ_{\text{form}}$ (298)
$\text{C}_2\text{H}_2_{(gas)}$	226.75 kJ/mol	200.8 J/mol·K	209.25 kJ/mol
$\text{H}_2\text{O}_{(liq)}$	-285.84	69.96	-334.46
$\text{CH}_3\text{COOH}_{(liq)}$	-484.9	159.8	-576.64
H_2	0	130.6	0

139.97 kJ/mol; 139.97 kJ/mol; -116.97 kJ/mol; -116.97 kJ/mol; -50.32 J/mol·K

78) Calcolare il lavoro minimo che deve essere fornito a una macchina frigorifera che funziona reversibilmente in un ambiente a 25° C affinché si formi 1 kg di ghiaccio a 0° C. Calcolare il calore ceduto all'ambiente, sapendo che il calore di fusione del ghiaccio è di 79.9 cal/g.

-87.22 kcal

79) Un ciclo di Carnot comprende la seguente sequenza di processi per una certa quantità di gas:

da 1 a 2 espansione da P_1V_1 a P_2V_2 a temperatura costante T' ;

da 2 a 3 espansione adiabatica da P_2V_2T' a P_3V_3T'' ;

da 3 a 4 compressione isoterma fra P_3V_3 e P_4V_4 a temperatura T'' ;

da 4 a 1 compressione adiabatica da P_4V_4T'' a P_1V_1T' .

Calcolare il Q ed il W in ogni passaggio e in tutto il ciclo, il rendimento, e determinare P_3 , P_4 , Q e W assumendo di lavorare con 1 mol di H_2 a $T' = 300^\circ C$, $T'' = 100^\circ C$, $P_1 = 10 \text{ atm}$, $P_2 = 1 \text{ atm}$, e $C_p = 7.0 \text{ cal/K}\cdot\text{mol}$.

$Q = -W = 915 \text{ cal}$; $h = 0.35$; $P_3 = 0.22 \text{ atm}$; $P_4 = 2.22 \text{ atm}$

80) Determinare ΔG , ΔS , ΔH e ΔU quando 1 mol di mercurio viene compressa da 760 torr a 250 atm a $40^\circ C$, sapendo che il coefficiente di espansione termica vale $\alpha = (1/V) \cdot (dV/dT)_p = 1.82 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1}$, e che la densità del mercurio vale 13.534 g/cm^3 . Si trascuri la variazione di volume.

$\Delta S = -\alpha V \Delta P$

81) La potenza della radiazione solare a mezzogiorno in Italia è circa $1 \text{ kW}\cdot\text{m}^{-2}$. Avendo a disposizione una superficie di 10 m^2 per raccogliere l'energia solare, si vuole progettare una macchina termica che, a mezzogiorno, fornisca una potenza di 4 kW. Si ammetta che la macchina termica abbia un rendimento del 55% di quello teorico, e che il vapore venga scaricato a $105^\circ C$. Calcolare la temperatura minima alla quale deve riscaldata l'acqua.

1400 K

82) 557 mL di un gas ideale a 300 K esercitano una pressione di 3 bar. Durante una trasformazione, lo stato termodinamico del sistema cambia. Nello stato finale la pressione vale 3.5 bar e il volume 732 mL. Calcolare la variazione di entropia e di energia assumendo $C_{v,m} = 5/2 R$.

$\Delta S = 0.766 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$; $\Delta U = 229.5 \text{ J/mol}$

83) Calcolare il ΔS durante la miscelazione di 1 L di N_2 e 4 L di O_2 entrambi a $0^\circ C$ e $P = 1 \text{ atm}$.

$\Delta S = 0.926 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

84) Una mole di O_2 è contenuta in un recipiente a pareti adiabatiche a $T_1 = 200^\circ C$ e $P_1 = 1.94$ atm. Si diminuisce la pressione in modo brusco fino a $P_2 = 1$ atm e si lascia che il gas espanda contro tale pressione (espansione adiabatica irreversibile in un solo stadio). Calcolare Q , W , ΔU e ΔH , sapendo che $C_p = 7$ cal/K·mol.

$\Delta H = -455$ cal

85) Calcolare W , ΔH e ΔU relativi alla fusione di 1 mol di ghiaccio alla pressione di 1 atm e a 273 K, sapendo che il calore assorbito durante il processo a pressione costante (1 atm) è 1440 cal/mol, e che i volumi molari del ghiaccio e dell'acqua a $0^\circ C$ sono $19.65 \cdot 10^{-3}$ L/mol e $18.02 \cdot 10^{-3}$ L/mol rispettivamente.

$\Delta H = 6.025$ kJ/mol

86) Trovare ΔU , ΔH , ΔS , ΔA e ΔG oltre al valore finale di V e T in seguito all'espansione adiabatica di 1 L di O_2 da 5 atm e $25^\circ C$ a 1 atm. L'entropia molare S° vale 49.03 cal/K (a $25^\circ C$ e 1 atm), e $C_p = 7.0$ cal/K·mol.

$\Delta U = -113$ cal ; $\Delta H = -157$ cal ; $\Delta S = 0$; $V_f = 3.16$ L ; $T_f = 188$ K

87) Un cilindro di rame del diametro di 0.1 m e altezza 0.1 m e' inizialmente a $180^\circ C$. Viene poi portato a $30^\circ C$. Conoscendo la densita' del rame che e' 8954 kg/m³ e che il suo $C_v = 0.4$ kJ/kg·K, si calcoli il calore ceduto e il ΔS relativo al raffreddamento del cilindro, trascurando la variazione di volume.

-1.13 kJ/K

88) Calcolare il lavoro in gioco nella compressione di 1 kg di etilene da 0.1 m³ a 0.01 m³ a 300 K assumendo:

a) comportamento ideale

b) comportamento reale con $a = 4.47$ l²·atm/mol² e $b = 0.0571$ l/mol.

205 kJ; 172 kJ

89) 1 mole di gas perfetto si espande reversibilmente a T costante (298 K) da 1 atm a 0.1 atm. Qual e' il ΔG ? Quale sarebbe il ΔG se il processo fosse irreversibile?

-5708 J/mol; lo stesso

90) 1 mole di gas perfetto a 300 K e $P_i=15$ atm si espande isotermicamente fino a $P_f=1$ atm. Calcolare il massimo lavoro ottenibile con l'espansione, ΔU , ΔH , ΔG , ΔS .

-6754 kJ/mol; 0; 0; -6754 kJ/mol; 22.51 J/mol·K

91) Calcolare il ΔG durante la compressione di $0.7 \cdot 10^{-2}$ kg di N_2 a 300 K e $5.05 \cdot 10^4$ Pa fino a $3.031 \cdot 10^5$ Pa, assumendo comportamento ideale.

1116.9 J/mol

92) 1 mole di Ar a 293 K alla pressione di 1 atm viene miscelata con 2 moli di N_2 a 323 K alla pressione di 2 atm. Le pressioni iniziali dei due gas e la pressione finale della miscela sono uguali. Calcolare la temperatura finale ed la variazione di entropia dovuta al miscelamento, sapendo che $C_p(N_2)=29.4$ J/mol·K e $C_p(Ar)=20.8$ J/mol·K.

-15.837 J/mol·K

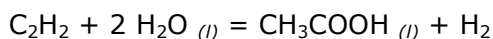
93) Due recipienti comunicanti separati da un setto contengono 1 mole di azoto e due moli di ossigeno. Si rimuove il setto e i gas si mescolano. Calcolare il ΔS_{misc} se le T e le P iniziali sono le stesse per i due gas, sapendo che l'azoto occupa un volume di 1 L e l'ossigeno un volume di 2 L, e che la pressione finale della miscela e' uguale alla pressione iniziale dei due gas.

15.88 J/mol·K

94) 2 moli di O_2 e 1 mole di N_2 vengono mescolate a 298 K. Le pressioni iniziali e la P della miscela sono $1.0133 \cdot 10^5$ Pa. Le pressioni parziali dei gas nella miscela sono $0.668 \cdot 10^5$ per O_2 , e $0.334 \cdot 10^5$ Pa per N_2 . Calcolare ΔG , ΔS e ΔH .

-4800 J/mol; 16.10 J/mol·K; 0

95) Determinare ΔH° , ΔU° , ΔA° , ΔG° e ΔS° in condizioni standard e a 298 K per la reazione:



a partire dai seguenti dati:

sostanza	$\Delta H^\circ_{\text{form}}$ (298)	S°_{298}	$\Delta G^\circ_{\text{form}}$ (298)
$C_2H_{2(g)}$	226.75 kJ/mol	200.8 J/mol·K	209.25 kJ/mol
$H_2O_{(l)}$	-285.84	69.96	-334.46
$CH_3COOH_{(l)}$	-484.9	159.8	-576.64
H_2	0	130.6	0

139.97 kJ/mol; 139.97 kJ/mol; -116.97 kJ/mol; -116.97 kJ/mol; 50.32 J/mol·K

96) Calcolare W , ΔH , ΔU , ΔS , ΔA e ΔG per una compressione isoterma di una mole di gas monoatomico ideale a 773 K da $5.05 \cdot 10^3$ Pa fino a $1.01 \cdot 10^4$ Pa.

4452 J; 0; 0; 5.76 J/K; -4452 J; -4452 J

Termodinamica Statistica

97) Considerare una specie chimica con due soli stati energetici. L'energia del primo stato è assunta arbitrariamente come zero. L'energia del secondo stato è $3.5 \cdot 10^{-21}$ J. Calcolare l'energia molare e l'entropia molare di questo sistema a 300 K, e determinare i valori limite dell'energia e dell'entropia per $T \rightarrow 0$.

$$S = 5.08 \text{ J/mol}\cdot\text{K}; \quad U = 633 \text{ J/mol}; \quad S_0 = 5.76 \text{ J/mol}\cdot\text{K}; \quad U_0 = 1051 \text{ J/mol}$$

98) Nel cristallo di un composto diatomico eteronucleare come CO, ogni molecola può assumere una tra due posizioni con uguale energia. Ammettendo che non vi sia un'orientazione preferita, calcolare l'entropia dovuta a questo effetto.

$$S = 0.693 \cdot k_B$$

Miscele, Proprietà Colligative

99) 68.4 g di saccarosio ($PM=342$ g/mol) vengono sciolti in 1000 g di acqua. Calcolare la tensione di vapore a 20°C ed il punto di congelamento della soluzione, sapendo che $p^{\circ}(\text{H}_2\text{O})_{20^{\circ}\text{C}} = 2.3144$ kPa, e che $K_c = 1.86$.

2.3066 kPa; -0.372°C

100) Data una miscela \square aftaline/acqua, si misura il suo punto di ebollizione a 97.7 kPa, e risulta 98°C . La tensione di vapore dell'acqua a 98°C è 94.3 kPa. Si calcoli la percentuale in peso di \square aftaline nel distillato.

20.7%

101) La tensione di vapore di una soluzione contenente 13 g di un soluto non volatile in 100 g di acqua, a 28°C , è 3649.2 Pa. Calcolare il PM del soluto, assumendo comportamento ideale. La tensione di vapore dell'acqua a 28°C è 3741.7 Pa.

92.4 g/mol

102) Dopo aver fatto gorgogliare dell'aria attraverso metanolo liquido, questa si satura di vapori di metanolo. 1 L di aria secca viene fatta passare attraverso l'alcool e la massa di metanolo diminuisce di 0.201 g. La pressione totale del sistema rimane costante, pari a $1.0132 \cdot 10^5$ Pa. Si calcoli la tensione di vapore del metanolo a 294.5 K. Considerare che il metanolo vapore si comporti come un gas perfetto.

0.1319 atm

103) Aria secca viene fatta passare lentamente attraverso una serie di gorgogliatori tutti alla stessa temperatura. Il primo contiene una soluzione fatta da 13.333 g di urea ($PM=60$) in 100 g di acqua, il secondo contiene acqua pura (pressione del vapor saturo pari a 17.5 mmHg alla data temperatura), e il terzo è un essiccatore totale. Dopo un certo tempo, il terzo gorgogliatore ha avuto un incremento di massa di 2.0361 g, mentre il secondo ha registrato una perdita di massa di 87 mg. Si determini l'abbassamento della tensione di vapore in % della soluzione del primo gorgogliatore (a) dai dati dell'esperimento, (b) da comportamento ideale. Si trascurino la variazione di volume dell'aria, le variazioni di pressione dell'apparato e la variazione di concentrazione dell'urea durante l'esperimento.

4.25%; 3.90%

104) Dai dati seguenti, calcolare la solubilità dell'acido benzoico (Ph-COOH) in EtOH a 27°C , assumendo comportamento ideale della soluzione.

PhCOOH: p.to fusione = 122° C; ΔH_f = 16.73 kJ/mol

EtOH: p.to fusione = -114° C; ΔH_f = 8.36 kJ/mol

x = 0.1991

105) Una soluzione di un composto incognito X contiene 25.95 g di X per 500 g di acqua, e ha una tensione di vapore di 17.42 mmHg a 20 ° C. Sapendo che la tensione di vapore dell'acqua è 17.51 Torr, calcolare la massa molecolare relativa di X.

M = 181.9

106) Le tensioni di vapore del cloroformio e del tetracloruro di carbonio a 25° C sono 199.1 e 114.5 Torr. Assumendo comportamento di miscele ideali, qual è la tensione di vapore totale e la massa percentuale di cloroformio nel vapore in equilibrio con una miscela liquida equimolare dei due liquidi?

57.4 %

107) Qual è l'umidità relativa dell'aria in equilibrio con una soluzione 2 M di saccarosio in caso di comportamento ideale? La densità della soluzione vale 1.255 g/mL.

94.07%

108) A 20° C la tensione di vapore del benzene è 74.7 mmHg e quella del toluene vale 22.3 mmHg. Calcolare la P parziale del benzene, quella del toluene e la pressione parziale di una miscela liquida di uguali pesi dei due liquidi, a 20° C.

40.4; 10.2; 50.6 mmHg

109) Una miscela di cloroformio (1) e acetone (2) con $x_2 = 0.713$ a 28° C ha una pressione totale di 220.5 mmHg. La $x'_2 = 0.818$. La tensione di vapore del cloroformio a 28° C vale 221.8 mmHg. Calcolare l'attività del cloroformio nella miscela ed il coefficiente di attività assumendo che il vapore si comporti in modo ideale.

0.181; 0.63

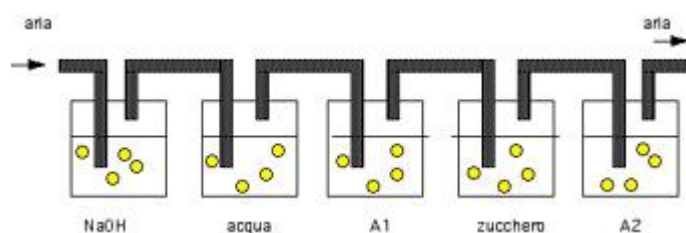
110) Qual è la differenza fra il punto di congelamento di una soluzione acquosa diluita 10 cm sotto la superficie, ed il punto di congelamento alla superficie? A 0° C, $\rho_{liq} = 1.000$ g/mL, $\rho_{sol} = 0.917$ g/mL, $\Delta H_f = 79.7$ cal/g. Per misure molto accurate bisogna tenere conto di questa differenza.

-7.25·10⁻⁵ K

111) Per determinare il PM di una sostanza tramite crioscopia, la canfora è un solvente particolarmente adatto in quando ha una $K_c = 40$ e quindi occorrono pochi mg di soluto. Il punto di fusione della canfora è 172°C . Una miscela di 7.9 mg di fenolftaleina e 129.2 mg di canfora inizia a cristallizzare ad una temperatura che è 8.0°C inferiore a quella della canfora pura. Qual è il PM della fenolftaleina da questi dati?

305.7 g/mol

112) Una lenta corrente di aria ($P = 749\text{ mmHg}$) passa attraverso una soluzione di NaOH, poi in un saturatore contenente acqua pura a 25°C , un essiccatore A_1 , una soluzione di saccarosio 1 m a 25°C , e un altro essiccatore A_2 . Dopo l'esperimento, A_1 ha guadagnato 11.7458 g, e A_2 ha aumentato il suo peso di 11.5057 g. La tensione di vapore dell'acqua a 25°C è 23.76 mmHg. Qual è la variazione di tensione di vapore per la soluzione di saccarosio 1 m, secondo l'esperimento e secondo il comportamento ideale?



0.47 mmHg; 0.42 mmHg

113) L'abbassamento crioscopico di una soluzione acquosa del composto X è 1.395 K e quello di una soluzione di X in benzene di uguale molalità è 1.280 K. Perché si ottengono valori diversi di ΔT_c se m è lo stesso? $K_c(\text{H}_2\text{O})=1.86\text{ K/mol}$ e $K_c(\text{C}_6\text{H}_6)=5.16\text{ K/mol}$.

dissociazione...

114) Si chiama *coefficiente di Bunsen* (α) il numero di volumi di un gas in condizioni normali disciolti da un volume di liquido. Nel caso azoto/acqua, si ha $\alpha=0.0143$. Determinare la costante di Henry K'_H per N_2 a 298 K e 760 Torr, sapendo che la densità dell'acqua vale 0.997 g/cm^3 .

$6.61 \cdot 10^7$ Torr

115) Il propanone ($M=58$) bolle a 56.5°C a 760 mmHg e segue la regola di Trouton. Calcolare il suo ΔH_{ev} e la costante χ bullioscopica K_e .

28.95 kJ/mol; 1.81 K/mol

116) L'etossietano bolle a 34.6°C e ha un $\Delta H_{ev}=378\text{ J/g}$. Il nitrobenzene bolle a 210.0°C e i due liquidi sono mutuamente miscibili in tutte le proporzioni. Assumendo comportamento

ideale, calcolare la composizione della soluzione ottenuta gorgogliando etossietano vapore fino a saturazione in nitrobenzene a 35.6° C.

59.13 g di PhNO₂/1000 g di Et₂O

117) La tensione di vapore di una soluzione che contiene $2.21 \cdot 10^{-3}$ kg di CaCl₂ e 0.1 kg di acqua è 2319.8 Pa a 293 K. Calcolare il peso molecolare apparente ed il grado di dissociazione apparente del cloruro di calcio, sapendo che la tensione di vapore dell'acqua pura a quella T è 2338.5 Pa.

49.3 g/mol; 62%

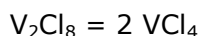
118) Determinare la concentrazione di una soluzione di glucosio in acqua che è isoosmotica a 291 K con una soluzione che contiene $0.5 \cdot 10^3$ mol/m³ di CaCl₂ che ha un grado di dissociazione apparente pari al 65.4%.

1.871 mol/L

119) Calcolare il punto di congelamento di una soluzione che contiene $7.308 \cdot 10^{-3}$ kg di cloruro di sodio in 0.250 kg di acqua, sapendo che la sua pressione osmotica vale $2.1077 \cdot 10^6$ Pa a 291 K, la sua densità è pari a $\rho = 103 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$, e che il $\Delta H_{\text{fus}}(\text{H}_2\text{O}) = 333.48 \cdot 10^3 \text{ J/kg}$.

271.43 K

120) Sciogliendo 66.834 g di VCl₄ in 1000 g di CCl₄ si ha un abbassamento del punto di congelamento di CCl₄ di 5.97° C. Trovare la costante di equilibrio della reazione



sapendo che per CCl₄, $T_{\text{fus}} = -22.9^\circ \text{ C}$ e $\Delta H_{\text{fus}} = 640 \text{ cal/mol}$.

0.0192

121) L'acetone viene sbattuto con acqua pura e benzene. La concentrazione dell'acetone nelle due fasi in equilibrio è 22.67 mM e 17.40 mM rispettivamente. In un altro esperimento, nelle stesse condizioni di temperatura, l'acetone viene sbattuto e ripartito fra benzene e una soluzione acquosa di KCl; all'equilibrio di riscontra 22.27 mM e 18.17 mM rispettivamente. Si determini il g dell'acetone nella soluzione di KCl a quella T, assumendo che tale coefficiente sia unitario in acqua pura. Tutte le altre soluzioni sono ideali.

0.940

Transizioni di Fase

Equazione di Clausius-Clapeyron

122) Le pressioni di sublimazione del cloro gassoso sono 352 Pa a -112°C e 35 Pa a -126.5°C . Le tensioni di vapore del cloro liquido sono 1590 Pa a -100°C e 7830 Pa a -80°C . Calcolare ΔH_{subl} , ΔH_{evap} , ΔH_{fus} ed il punto triplo del cloro.

31.4 kJ/mol; 22.1 kJ/mol; 9.3 kJ/mol; 103°C

123) Il mercurio liquido ha una densità $\rho_L = 13.690\text{ g/mL}$ e il solido ha $\rho_S = 14.193\text{ g/mL}$, entrambe misurate al punto di fusione, -38.87°C e alla pressione di 1 atm. Il calore di fusione è 9.75 J/g . Calcolare il punto di fusione del mercurio a 10 atm e a 3540 atm, sapendo che a 3540 atm, il mercurio fonde a -19.9°C .

-38.81°C ; $+16.6^{\circ}\text{C}$

124) I calori di evaporazione e di fusione dell'acqua sono 2490 e 335.5 J/g a 0°C . La tensione di vapore dell'acqua a 0°C vale 611 Pa. Calcolare la pressione di sublimazione del ghiaccio a -15°C , assumendo che i ΔH siano indipendenti dalla temperatura.

166 Pa

125) Calcolare il calore di evaporazione dell'etere etilico usando l'equazione di Clausius-Clapeyron o la regola di Trouton, sapendo che $dP/dT = 3.53 \cdot 10^3\text{ Pa/K}$ al normale punto di ebollizione, 307.9 K .

27.4 kJ/mol; 27.2 kJ/mol

126) La tetralina, $\text{C}_{10}\text{H}_{12}$, bolle a 207.3°C a pressione atmosferica. Si determini quanti grammi di tetralina passeranno con 100 g di vapor d'acqua distillando la tetralina (che è insolubile in acqua) in corrente di vapore a 1 atm e 100°C . Si consideri valida la regola di Trouton, e si trascuri la variazione dell'entalpia di evaporazione con la temperatura.

32.60 g

127) La tensione di vapor saturo del freon, CCl_2F_2 , è:

$$\log P (\text{Pa}) = 34.5 - (2406.1/T) - 9.26 \cdot \log T + 0.0037 \cdot T$$

Determinare la pressione di vapor saturo, il ΔH_{ev} , il ΔS , il ΔG ed il ΔC_p durante l'evaporazione di una mole di freon a 298 K .

$4.17 \cdot 10^4\text{ Pa}$; 44.993 kJ/mol ; $160\text{ J/mol}\cdot\text{K}$; $-184.3\text{ J/mol}\cdot\text{K}$

128) Si vuole seccare l'1,3-butadiene molto umido fino a un contenuto di acqua inferiore a 10^{-5} mol%; determinare se ciò è realizzabile tramite una solidificazione e successiva sublimazione sotto vuoto a -120°C , utilizzando i seguenti dati:

1,3-butadiene: $T_{\text{eb}} = 269\text{ K}$ (1 atm); punto triplo = 164 K ; ΔH_{ev} (269 K) 5.40 kcal/mol ; $\Delta H_{\text{f}} = 1.90\text{ kcal/mol}$

acqua: $T_{\text{eb}} = 373\text{ K}$ (1 atm); punto triplo = 273 K ; ΔH_{ev} (298 K) = 10.51 kcal/mol ; ΔH_{f} (273 K) = 1.44 kcal/mol

NO

129) Il ΔH_{ev} del CCl_4 varia con T secondo la legge:

$$\Delta H_{\text{ev}} = 10960 - 10.53 \cdot T$$

determinare la pressione di vapore del CCl_4 a 333.2 K , sapendo che il punto di ebollizione a 1 atm vale 348.2 K .

0.891 atm

130) Calcolare il calore richiesto per il riscaldamento isobaro di 1 kg di esano fra 20°C e 100°C .

$$C_p (\text{liq}) = 2.07317 + 3.9170 \cdot 10^{-3} t \text{ (in J/g)}$$

$$C_p (\text{vap}) = 1.2254 + 4.5655 \cdot 10^{-3} t \text{ (in J/g)}$$

t è la temperatura espressa in $^{\circ}\text{C}$.

$$\log P (\text{mmHg}) = 7.1584 - [1322.65 / (240.40 + t)]$$

519.56 kJ

131) La pressione di vapore dell'ammoniaca liquida a 30°C è 11.5 atm . Calcolare la P a 30°C quando l'ammoniaca evapora non nel vuoto, ma in presenza di un gas inerte con pressione totale di 100 atm . Si consideri che la densità dell'ammoniaca liquida sia 0.595 g/mL a 30°C .

12.73 atm

132) Definire le coordinazione del punto triplo (P_0 , T_0) dell'1,4-diossano $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ e calcolarne il calore di sublimazione, il calore di evaporazione ed il calore di fusione a quel punto, utilizzando i seguenti dati:

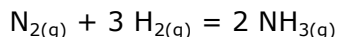
T (K)	260.35	272	298.16	307.6
P (mmHg)	4.18	10	41.55	60

i valori in rosso si riferiscono al solido, quelli in blu al liquido.

$P_0=23.05$ mmHg; $T_0=284.18$ K; $\Delta H_{ev}=29.66$ kJ/mol; $\Delta H_{fus}=14.40$ kJ/mol **$H_{subl}=44.06$ kJ/mol;**

Equilibrio Chimico

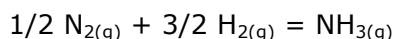
133) Per la reazione



K_p vale $1.64 \cdot 10^{-4}$ a 400°C . Calcolare ΔG° e ΔG quando le pressioni dell'azoto e dell'idrogeno sono mantenute a 10 atm e 30 atm rispettivamente, e l'ammoniaca viene rimossa fino ad avere una pressione parziale di NH_3 pari a 3 atm.

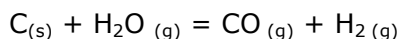
48.74 kJ/mol; -8.88 kJ/mol

134) Una miscela 1:3 di azoto e idrogeno passa sopra un catalizzatore a 450°C . Si trova che il 2.04% in volume di ammoniaca si forma quando la pressione totale viene mantenuta a 10 atm. Calcolare la K_p per la seguente \square techiometria:



$6.54 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^3$

135) Si fa passare del vapore acqueo su grafite pura a 1000 K. Ammesso che l'unica reazione in gioco sia:



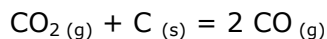
con $K_p = 2.49$, calcolare le pressioni parziali dell'acqua, del monossido di carbonio e dell'idrogeno all'equilibrio, sapendo che la pressione totale vale 1 atm.

0.084 atm; 0.458 atm; 0.458 atm

136) Quante moli di PCl_5 devono essere inserite in un pallone da 1 L a 250°C per ottenere una concentrazione all'equilibrio di 0.1 mol/L di Cl_2 ? Il valore della K_p è 1.78.

0.3413 mol

137) A 1273 K e a una pressione totale di 30 atm, l'equilibrio

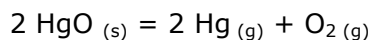


è tale che il 17% delle moli totali è costituito da biossido di carbonio. Quale sarebbe la percentuale di CO_2 se la pressione totale fosse 20 atm? Qual è l'effetto dovuto all'aggiunta di azoto fino a raggiungere una pressione parziale di N_2 di 10 atm? A quale pressione dei reagenti

si avrebbe il 25% in moli di CO₂ sul totale?

12%; nessuno; 54.22 atm

138) Data la reazione:



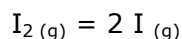
a 420° C la pressione di dissociazione vale $5.16 \cdot 10^4$ Pa e a 450° C vale $10.8 \cdot 10^4$ Pa. Calcolare le K_p e il ΔH di dissociazione per mole di HgO.

0.0196; 0.1794; 153.78 kJ/mol

139) Un pallone da 1 L a 250° C contiene 0.233 mol di N₂ e 0.341 mol di PCl₅. La pressione totale vale 28.95 atm: ammesso che tutti i gas si comportino come gas perfetti, calcolare K_p per la reazione di decomposizione del pentacloruro di fosforo.

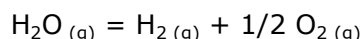
1.79

140) Una provetta contiene $5.96 \cdot 10^{-3}$ mol/L di I₂ solido, vi viene fatto il vuoto e scaldata a 973 K. All'equilibrio si misura una pressione totale di 0.490 atm; assumendo comportamento ideale, calcolare K_p per la reazione:



$1.65 \cdot 10^{-3}$ atm

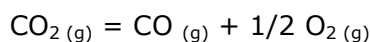
141) A 2000 K si ha l'equilibrio:



con una dissociazione del 2% alla pressione totale di 1 atm. Calcolare K_p e rispondere ai seguenti quesiti: cosa accade al grado di dissociazione quando la pressione totale diminuisce? cosa accade al grado di dissociazione introducendo Ar e mantenendo la pressione costante? cosa accade al grado di dissociazione introducendo Ar e mantenendo il volume costante? cosa accade se si introduce o si sottrae O₂ alla pressione totale di 1 atm?

0.00203; se P_T diminuisce, α aumenta; α aumenta; α non cambia; α diminuisce

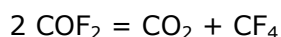
142) Per l'equilibrio



K_p vale $1 \cdot 10^{-3}$ a 2000 K e $\Delta S^\circ = 21 \text{ cal/K} \cdot \text{mol}$. Si calcoli ΔG° a 2000 K, ΔG° a 298 K, il grado di dissociazione α per la CO_2 se la miscela all'equilibrio è mantenuta a 2000 K e ad una pressione totale di 2 atm. Si assumano ΔH° e ΔS° indipendenti da T.

290.538; 264.35; 0.99%

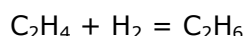
143) Dai dati seguenti si calcoli K_p a 1000° C per l'equilibrio:



in fase gassosa. Una miscela di biossido di carbonio e tetrafluorometano viene fatta passare in un tubo contenente un catalizzatore al Pt a 1000° C, e la miscela dei gas in uscita viene poi raffreddata rapidamente, congelando l'equilibrio. 524 mL di questa miscela, riferiti a 1 atm e 0° C, sono trattati con $\text{Ba}(\text{OH})_2$ che assorbe CO_2 e COF_2 , ma non CF_4 . Restano 191 mL di CF_4 (1 atm e 0° C) in fase gassosa. Il precipitato viene riscaldato con CH_3COOH al 50%: il carbonato si scioglie, e rimangono 1065.2 mg di BaF_2 .

2.02

144) Per la reazione



in fase gassosa a 25° C, $\Delta H = -32675 \text{ cal}$, e ΔS° (dalle entropie molari) = -28.86 cal/K .
Assumendo che $\Delta C_p = -6.77 + 0.0074 \cdot T$, trovare:

- a) ΔG° in funzione di T
- b) $\log K_p$ in funzione di T
- c) K_p e α per la dissociazione dell'etano a 400° C e 1 atm
- d) K_p e α per la dissociazione dell'etano a 700° C e 1 atm

c) 12397; 0.90%

d) 4.871; 41.38%

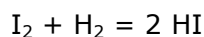
145) Trovare ΔG° e il rapporto CO_2/CO all'equilibrio per la riduzione di ZnO con CO a 25°C e a 750°C . A 25°C si hanno i seguenti valori:

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ_{\text{form}}(\text{ZnO}) &= -75.93 \text{ kcal/mol}; & \Delta G^\circ_{\text{form}}(\text{CO}) &= -33.00 \text{ kcal/mol}; \\ \Delta G^\circ_{\text{form}}(\text{CO}_2) &= -94.44 \text{ kcal/mol}; & \Delta H^\circ_{\text{form}}(\text{ZnO}) &= -83.27 \text{ kcal/mol}; \\ \Delta H^\circ_{\text{form}}(\text{CO}) &= -26.57 \text{ kcal/mol}; & \Delta H^\circ_{\text{form}}(\text{CO}_2) &= -94.20 \text{ kcal/mol}.\end{aligned}$$

Lo Zn fonde a 419.4°C e bolle a 907°C , e il suo calore di fusione vale $\Delta H^\circ_{\text{fus}}(\text{Zn}) = 1.864 \text{ kcal/mol}$. Si assuma che ΔH non dipenda dalla temperatura.

0.0049

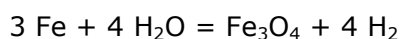
146) La costante di equilibrio della reazione



a 693°C è $K_c = 50.25$. Calcolare la resa di HI se 0.846 g di iodio e 0.0212 g di idrogeno vengono mescolari in un pallone di 10^{-3} m^3 .

0.824 g di HI

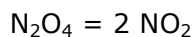
147) Nella reazione



si ha una pressione iniziale di vapore di $1.3325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; all'equilibrio (473 K) si registra $p(\text{H}_2) = 1.2717 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Calcolare la resa in H_2 se il vapore acqueo viene iniettato a $3.0399 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ a 473 K in un recipiente contenente ferro del volume di $2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$.

0.3024 g di H_2

148) Calcolare la resa all'equilibrio di NO_2 nella reazione



a $1.0133 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ e 298 K , utilizzando i dati in tabella:

	NO_2	N_2O_4
$\Delta H^\circ_{\text{form}}(298 \text{ K})$	33.89 kJ/mol	9.37
$S^\circ(298)$	$240.45 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$	304.3

26.64%

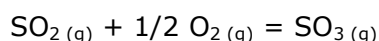
149) Dai dati seguenti, validi a 25° C e 1 atm, si calcoli K_p per l'equilibrio di formazione del metanolo gassoso da CO e H_2 a 25° C. L'entropia molare di CO è 47.3 cal/K·mol, quella di H_2 è 31.25 cal/K·mol e quella del metanolo liquido è 30.3 cal/K·mol. L'entalpia molare di combustione a pressione costante vale 67.62 kcal/mol per CO, 68.31 kcal/mol per H_2 e 173.61 kcal/mol per il metanolo liquido. La tensione di vapore del metanolo vale 0.1632 atm a 25° C.

20030

150) Dai dati seguenti calcolare K_c e K_p a 200° C per la dissociazione dell'acido salicilico gassoso in fenolo gassoso e CO_2 . In un tubo di 50 mL di volume vengono introdotti 300 mg di acido salicilico (S) e viene fatto il vuoto. Il tubo viene portato a 200° C fino a raggiungimento dell'equilibrio. La miscela gassosa all'equilibrio viene raffreddata e il volume di CO_2 , a 20° C e 730 Torr, vale 48.2 mL.

0.2674; 10.38

151) Per la sintesi del triossido di zolfo:



a 900 K e a 1 atm (pressione costante) calcolare ad equilibrio raggiunto la resa in anidride solforica espressa come mol% rispetto alla quantità iniziale di anidride solforosa, partendo da miscele iniziali aventi le seguenti composizioni:

a) 20 mol% di SO_2 e 80 mol% di O_2

b) 2 mol% di SO_2 , 8 mol% di O_2 e 90 mol% di N_2

ΔH°_f : $SO_3 = -94.45$ kcal/mol; $SO_2 = -70.96$

S° : $SO_3 = 61.24$ cal/mol·K; $SO_2 = 59.40$; $O_2 = 49.00$

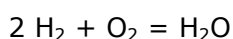
$C_p (SO_3) = 6.08 + 23.54 \cdot 10^{-3} T - 9.69 \cdot 10^{-6} T^2$ (cal/mol·K)

$C_p (SO_2) = 8.12 + 6.82 \cdot 10^{-3} T - 2.10 \cdot 10^{-6} T^2$

$C_p (O_2) = 6.26 + 2.75 \cdot 10^{-3} T - 0.77 \cdot 10^{-6} T^2$

83.5 mol%; 62.0 mol %

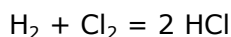
152) La costante di equilibrio della reazione



segue la legge

$$\log K_c = 24900/T - 1.335 \log T + 9.65 \cdot 10^{-5} T - 1.37 \cdot 10^{-7} T^2 + 1.08$$

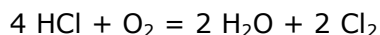
mentre per la reazione



si ha

$$\log K_c = 9586/T - 0.44 \log T + 2.16$$

Calcolare K_c per la reazione



a 700 K e 800 K, ed il ΔU a 800 K.

4446.31; 385.76; -113.594 kJ/mol

153) In un recipiente del volume di 1054.7 mL si fa il vuoto, e si introduce NO fino a un valore finale di pressione di 181 mmHg misurata a 297.9 K. L'NO viene congelato e si introducono 704.0 mg di Br₂, quindi la temperatura viene portata a 323.7 K. Una volta raggiunto l'equilibrio, la P finale è di 231.2 mmHg. Trovare K_p a 323.7 K per la dissociazione del bromuro di nitrosile. Si ammetta comportamento ideale per tutti i componenti allo stato gassoso.

0.2076

154) Trovare ΔG e K per la riduzione di 1 mol di Ag₂S a Ag con idrogeno a 25° C e 750° C. Per la formazione di idrogeno solforato e solfuro di argento dagli elementi a 25° C si ha $\Delta H^\circ_f = -4.80$ e -7.73 , e $\Delta G^\circ_f = -7.84$ e -9.77 kcal/mol. DH per la reazione può essere ritenuta costante fra 25° C e 750° C.

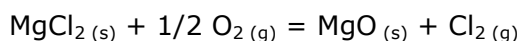
1.93; 0.0384; -0.501; 1.28

155) Calcolare la pressione di equilibrio di ossigeno sopra FeO e Fe a 1200° C. Per la reazione $\text{FeO} = \text{Fe} + 1/2 \text{O}_2$ a 25° C, $\Delta H = 64.25$ kcal/mol. Si usino i seguenti dati:

FeO (s)	$S^\circ (25^\circ \text{C}) = 14$ cal/K·mol	$C_p = 13$ cal/K·mol
Fe (s)	6.5	9
O ₂ (g)	49	8

$2.31 \cdot 10^{-12}$ atm

156) La costante di equilibrio della reazione



a 823 K è $K_p=1.75 \text{ atm}^{0.5}$. A 18° C, $\Delta H = 7400 \text{ cal}$. I calori specifici molari a P costante sono: $\text{MgCl}_2 = 18.7$; $\text{MgO} = 9.6$; $\text{O}_2 = 6.50+0.001T$; $\text{Cl}_2 = 7.4+0.001T$. Esprimere ΔH e $\log K_p$ in funzione di T.

$$\mathbf{8819.28 - 4.95 \cdot T + 2.5 \cdot 10^{-4} T^2; (-1927.3/T) - 2.49 \cdot \log T + 5.47 \cdot 10^{-5} T + 9.8}$$

157) Tramite una combinazione dei calori di combustione, calori specifici ed altri dati, il ΔG°_b relativo alla formazione di 1 mol di benzene gassoso da idrogeno e grafite segue la formula:

$$\Delta G^\circ_b = 17900 + 41.7 \cdot T \text{ (in cal)}$$

Analogamente, per la formazione di 1 mol di n-alcane dagli elementi si trova

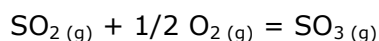
$$\Delta G^\circ_n = -10550 - 5890 \cdot T + 25.2 \cdot nT - 2.2 \cdot T \text{ (per } n > 1 \text{)}$$

a) trovare un'espressione per K_p in funzione di T per la decomposizione di n-esano in benzene e idrogeno.

b) facendo passare l'esano a 1 atm su un catalizzatore, in quale intervallo di T si ottiene una resa in benzene compresa fra il 99% e l'1%?

$$\mathbf{\log K_p = 23.448 - (13940/T) ; 638 \text{ K} ; 448 \text{ K}}$$

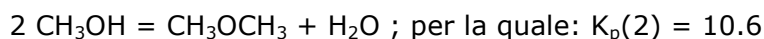
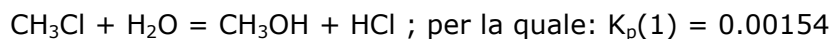
158) La costante di equilibrio per la reazione in fase gassosa



vale 1.85 a 1000 K. La reazione ha inizio con anidride solforica pura e la pressione totale all'equilibrio vale $P_{\text{tot}} = 195 \text{ kPa}$. Calcolare la pressione parziale dell'anidride solforosa all'equilibrio.

$$\mathbf{0.738 \text{ atm}}$$

159) Determinare la composizione di una miscela all'equilibrio a 600 K in cui intervengono due equilibri simultanei:



$$\mathbf{\text{CH}_3\text{Cl} = 0.952 \text{ mol; H}_2\text{O} = 0.961 \text{ mol; CH}_3\text{OH} = 0.03 \text{ mol; HCl} = 0.048 \text{ mol; CH}_3\text{OCH}_3 = 0.009 \text{ mol}}$$

160) A 369 K la pressione di dissociazione del composto $\text{LiCl} \cdot \text{NH}_3$ è $4.893 \cdot 10^4 \text{ Pa}$, e a 382.2 K vale $8.613 \cdot 10^4 \text{ Pa}$. Si calcoli la variazione di entalpia della reazione:



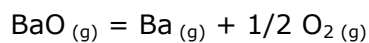
a P costante e per T comprese fra 369 e 382.2 K, assumendo che ΔH non vari con la T. Si determini poi a quale T, $p(\text{NH}_3)$ uguaglia la pressione atmosferica.

50.95 kJ/mol; 378.4 K

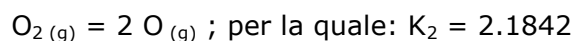
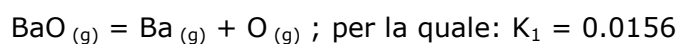
161) La pressione di dissociazione del carbonato di magnesio a 813 K vale $9.959 \cdot 10^4$ Pa e a 843 K è $17.865 \cdot 10^4$ Pa. Calcolare il calore di reazione, e determinare la T a cui MgCO_3 si decompone con una P uguale a 1 atm.

110.945 kJ/mol; 813.8 K

162) Calcolare la costante di dissociazione di BaO nella reazione



a 4000 K, utilizzando i seguenti dati:



0.01055

Tabelle: costanti fondamentali ed unità di misura

Velocità della luce, $c = 2.997925 \cdot 10^8$ m/s

Carica dell'elettrone, $e = -1.062 \cdot 10^{-19}$ C

Costante di Faraday, $F = 9.64846 \cdot 10^4$ C/mol

Costante di Boltzmann, $k = 1.38066 \cdot 10^{-23}$ J/K

Costante dei gas, $R = 8.31441$ J/k·mol; 1.98717 cal/K·mol; 0.082 atm·L/K·mol

Costante di Planck, $h = 6.62618 \cdot 10^{-34}$ J·s

Costante di Avogadro, $N_A = 6.02205 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹

Unità di massa atomica, $u_{\text{ma}} = 1.66057 \cdot 10^{-27}$ kg

Massa dell'elettrone, $m_e = 9.10953 \cdot 10^{-31}$ kg

Massa del protone, $m_p = 1.67265 \cdot 10^{-27}$ kg

Massa del neutrone, $m_n = 1.67495 \cdot 10^{-27}$ kg

Costante gravitazionale, $G = 6.6720 \cdot 10^{-11}$ N·m²/kg²

Raggio di Bohr, $a_0 = 5.29177 \cdot 10^{-11}$ m

Prefissi

pico, p = 10^{-12}

nano, n = 10^{-9}

micro, μ = 10^{-6}

milli, m = 10^{-3}

centi, c = 10^{-2}

deci, d= 10^{-1}

chilo, k = 10^3

mega, M = 10^6

giga, G = 10^9

Relazioni di Conversione fra Unità di Misura

$$RT \text{ (a 298 K)} = 2.4789 \text{ kJ/mol}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1.01325 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2 = 1.03 \text{ atmosfere tecniche} = 1.01 \text{ bar} = 101325 \text{ Pa} \\ = 14.70 \text{ psi} = 1.03 \cdot 10^4 \text{ kilogrammo-forza al metro quadrato o metro d'acqua}$$

$$1 \text{ eV} = 1.602189 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 96486 \text{ kJ/mol} = 8065.5 \text{ cm}^{-1}$$

$$1000 \text{ cm}^{-1} = 1.986 \cdot 10^{-20} \text{ J} = 11.96 \text{ kJ/mol} = 0.1240 \text{ eV}$$

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J} = 10^{-3} \text{ frigorie} = 3.97 \cdot 10^{-3} \text{ Btu}$$

$$1 \text{ Å} = 0.1 \text{ nm} = 10^{-8} \text{ cm} = 10^{-10} \text{ m}$$

$$1 \text{ m} = 1.06 \cdot 10^{-16} \text{ anni luce} = 1.09 \text{ iarde} = 6.21 \cdot 10^{-4} \text{ miglia} = 5.40 \cdot 10^{-4} \text{ miglia marine} = \\ 3.24 \cdot 10^{-17} \text{ parsec} = 3.28 \text{ piedi} = 39.37 \text{ pollici} = 6.68 \cdot 10^{-12} \text{ unita astronomiche}$$

$$1 \text{ N} = 1 \text{ J/m} = 10^5 \text{ dine} = 0.102 \text{ kilogrammo-forza} = 0.225 \text{ libbre-forza} = 7.23 \text{ poundal}$$

$$1 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ J} = 10^7 \text{ erg} = 9.87 \cdot 10^{-3} \text{ atm} \cdot \text{L} = 6.24 \cdot 10^{18} \text{ eV}$$

$$1 \text{ W} = 1 \text{ J/s} = 1.36 \cdot 10^{-3} \text{ cavalli vapore} = 1.34 \cdot 10^{-3} \text{ cavalli vapori britannici} = 10^7 \text{ erg/s} = 0.738 \\ \text{libbre-forza piede al secondo}$$

<i>simbolo</i>	<i>quantità</i>	<i>SI</i>	<i>precedente</i>	<i>conversione al SI</i>
W	lavoro fatto dal sistema	J/mol	atm·L/mol	101.33
			kcal/mol	4187
a	costante di Van der Waals	N·m ⁴ /kmol ²	atm·L ² /mol ²	0.10133
b	costante di Van der Waals	m ³ /kmol	L/mol	1
C	calore specifico	J/mol·K	cal/mol·K	4.187
d	densità	kg/m ³	g/cm ³	1000
E	energia	J	erg	10 ⁻⁷
F	forza elettromotrice, tensionidifferenza di potenziale	V	V	1
A	energia di Helmholtz (potenziale isocorico-isoterma)	J/mol	kcal/mol	4187
F	forza	N	dyne	10 ⁻⁵
G	energia di Gibbs (potenziale isobaro- isoterma)	J/mol	kcal/mol	4187
m	massa	kg	g	10 ⁻³
H	entalpia	J/mol	kcal/mol	4187
K _{cr}	costante crioscopica	1000°K·kg/mol	K·g/mol	1
K _{eb}	costante ebullioscopica	1000°K·kg/mol	K·g/mol	1
l	lunghezza	m	cm	10 ⁻²

simbolo	quantità	SI	precedente	conversione al SI
m	molalita'	kmol/1000·kg	mol/1000·g	1
M	molarita'	kmol/m ³	mol/L	1
x	frazione molare	-	-	1
N	numero di molecole	-	-	1
n	numero di moli	-	-	1
n	indice di rifrazione	-	-	1
P	pressione, pressione parziale	Pa (N/m ²)	mm Hg	133.3
?	pressione osmotica		atm	1.0133·10 ⁵
Q, q	calore	J	cal	4.187
S	entropia	J/mol·K	cal/mol·K	4187
T	temperatura	K	°C	t+273.15
U	energia interna	J/kmol	kcal/mol	4.187·10 ⁶
V	volume	m ³	L	10 ⁻³
e	energia di legame	J/kmol	kcal/mol	4.187·10 ⁶
h	viscosita`	Pa·s (N·s/m ²)	cP	10 ⁻³
l	lunghezza d'onda	m	Å	10 ⁻¹⁰
μ	momento di dipolo elettrico	C·s (m·s·A)	10 ⁻¹⁸ esu	0.333·10 ⁻¹¹
μ	potenziale chimico	-	-	1
v	frequenza	s ⁻¹	s ⁻¹	1
s	tensione superficiale	N/m	dyne/cm	10 ⁻³
t	tempo	s	s	1
ν	numero d'onda	m ⁻¹	cm ⁻¹	100

Parametri Critici di un Gas Reale di Van der Waals

$$T_c = 8a/27bR$$

$$P_c = a/27b^2$$

$$V_c = 3b$$

Definizione di alcune Unità di Misura

1 chilogrammo (kg) = massa del campione standard internazionale fatto di una lega di Pt/Ir, conservato al Bureau Internazionale di Pesi e Misure a Parigi

1 metro (m) = 1.650.763,73 volte la lunghezza d'onda corrispondente alla linea rosso-arancio nello spettro del ⁸⁶Kr

1 secondo (s) = 9.192.631.770 volte il periodo della radiazione corrispondente alla transizione fra due livelli iperfini dello stato fondamentale del ^{133}Cs .

1

1 newton (N) = forza che, applicata alla massa di 1 kg, l'accelera di 1 m/s^2 nella stessa direzione della forza

1 pascal (Pa) = pressione che la forza di 1 N esercita su una superficie di 1 m^2

1 joule (J) = energia in gioco quando la forza di 1 N sposta un oggetto di 1 m nella stessa direzione della forza

1 caloria (cal) = energia spesa per riscaldare 1 g di acqua da 14.5°C a 15.5°C

1 elettronvolt (ev) = energia acquisita da un elettrone accelerato dal potenziale di 1 V

