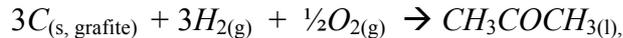


Esercitazione del Corso di Chimica - 6CFU – 16 dicembre 2024

Corso di Laurea in Ingegneria Gestionale - Canale M-Z – A.A. 2024-25

1) Calcolare la variazione di entalpia molare standard della reazione di formazione dell'acetone liquido:

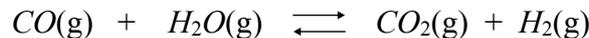


riferita a 25 °C ed espressa in kJ/mol, sapendo che la variazione di entalpia molare standard di combustione dell'acetone liquido è pari a -1790 kJ/mol, e che quelle di formazione molare standard di CO_2 e H_2O liquida sono, rispettivamente, pari a $-393,5$ e $-285,5$ kJ/mol, alla stessa temperatura.

(+2/30 in più se la costruzione del ciclo termodinamico, facoltativa, è riportata correttamente)

2) Calcolare la massa molare (espressa in g/mol e arrotondata al decimo) di un composto organico non volatile e non elettrolita, sapendo che la temperatura di congelamento di una sua soluzione acquosa (riferita alla pressione di 1 atm e costituita da 5,03 g disciolti in 400 g di acqua) è pari a $-0,39$ °C e che $K_{cr} = 1,86$ °C·kg·mol⁻¹.

3) In un recipiente inizialmente vuoto di volume V si introducono 3,0 moli di CO e 0,5 moli di H_2O , entrambi allo stato gassoso. Alla temperatura di 1000 °C si stabilisce il seguente equilibrio omogeneo gassoso:



e $K_C = 6,25 \cdot 10^{-4}$. Calcolare le frazioni molari all'equilibrio alla stessa temperatura per tutte le specie gassose (arrotondate al centesimo).

Ripassare bene, tra gli altri, i seguenti argomenti di teoria:

- * Definizioni in termodinamica (sistema, ambiente, stato termodinamico, variabile di stato, ecc.)
- * Trasformazioni fisiche e chimiche endotermiche ed esotermiche
- * Trasformazioni reversibili ed irreversibili
- * Differenti forme di energia (cinetica, potenziale, di legame, interna, lavoro, calore, ecc.)
- * Enunciato del primo principio della Termodinamica
- * Funzioni di stato (energia interna, entalpia, entropia ed energia libera) e loro caratteristiche
- * Lavoro e calore, funzioni di stato? Esempi
- * Secondo principio ed entropia (grado di disordine)
- * Equazione di Gibbs-Helmholtz e sua analisi grafica
- * Terzo principio o teorema di Nerst
- * Criterio di spontaneità per sistemi isolati e non isolati
- * Equazione di Clausius-Clapeyron in forma differenziale per tutti i tipi di equilibri fra fasi di una specie pura
- * Legame ad idrogeno nell'acqua e densità dell'acqua solida e liquida
- * Equazione di Clausius-Clapeyron in forma integrale per per l'equilibrio liquido-vapore
- * Diagramma di stato dell'acqua e del diossido di carbonio
- * Soluzioni ideali (definizione ed esempi) e legge di Raoult
- * Approfondimenti sulle proprietà colligative di non elettroliti
- * Generalità sugli equilibri chimici omogenei ed eterogenei, costanti di equilibrio e relazioni fra di esse
- * Influenza della variazione di composizione e della pressione totale sull'equilibrio a temperatura costante
- * Influenza della temperatura sull'equilibrio: equazione di van't Hoff (forma differenziale ed integrale)
- * Definizione di acido e base secondo Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis, reazione di autoionizzazione dell'acqua e sua costante standard
- * Soluzioni neutre, acide e basiche: pH. Acidi e basi forti. Esempi.
- * Trattazioni matematiche relative ad acidi e basi forti e deboli monoprotiche e relative approssimazioni
- * Idrolisi salina e soluzioni di sali acide, basiche e neutre