

Дисциплина «Физическая и коллоидная химия»
ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА
ОСНОВНЫЕ ФОРМУЛЫ

А) ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ

1) Первый закон термодинамики в дифференциальной форме

$$dU = \delta Q + \delta W \text{ (дифференциальная форма)}$$

2) Первый закон термодинамики в интегральной форме

$$\Delta U = Q + W \text{ (интегральная форма)}$$

3) Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева-Клапейрона)

$$pV = nRT$$

4) Работа расширения идеального газа при постоянном объеме

$$W = 0$$

5) Работа расширения идеального газа при постоянном давлении

$$W = -P(V_2 - V_1) = -P\Delta V$$

6) Работа расширения идеального газа в изотермическом процессе

$$W_T = -RT \ln \frac{V_2}{V_1} = RT \ln \frac{P_2}{P_1}$$

7) Теплота процесса расширения газа при постоянном объеме

$$Q_V = C_v(T_2 - T_1)$$

8) Теплота процесса расширения газа при постоянном давлении

$$Q_P = C_P(T_2 - T_1)$$

9) Теплота процесса расширения газа в изотермическом процессе

$$Q_T = -W_T$$

10) Молярная теплоемкость идеальных газов при постоянном объеме C_V равна

Для одноатомных газов $C_V = \frac{3}{2}R$ и для двухатомных газов $C_V = \frac{5}{2}R$

11) Молярная теплоемкость идеальных газов при постоянном давлении C_P равна

Для одноатомных газов $C_P = \frac{5}{2}R$ и для двухатомных газов $C_P = \frac{7}{2}R$

12) 1 следствие из закона Гесса (математическая формулировка)

$$\Delta_r H^0 = \sum_i \nu_i \Delta_{обр} H_T^0 (прод) - \sum_j \nu_j \Delta_{обр} H_T^0 (исх)$$

13) 2 следствие из закона Гесса (математическая формулировка)

$$\Delta_r H^0 = \sum_i \nu_i \Delta_{сгор} H_T^0 (исх) - \sum_j \nu_j \Delta_{сгор} H_T^0 (прод)$$

14) Уравнение Кирхгофа для энтальпии реакции (интегральная форма)

$$\Delta_r H^0 (T_2) = \Delta_r H^0 (T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$$

15) Уравнение Кирхгофа для энтальпии реакции (дифференциальная форма)

$$\frac{d\Delta_r H}{dT} = \Delta C_p$$

16) Теплоемкость реакции по закону Кирхгофа

$$\Delta C_p = \sum_i \nu_i C_{p,i} (прод) - \sum_j \nu_j C_{p,j} (исх)$$

Б) ВТОРОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1) 2 закон термодинамики (математическая формулировка)

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}$$

2) Изменение энтропии при нагревание или охлаждение при постоянном давлении:

$$\Delta S = n C_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

3) Изменение энтропии при нагревание или охлаждение при постоянном объеме:

$$\Delta S = n C_v \ln \frac{T_2}{T_1}$$

4) Изменение энтропии в ходе изотермического расширения или сжатия

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

5) Изменение энтропии в ходе фазового перехода

$$\Delta S = \frac{\Delta H_{\text{ф.п.}}}{T_{\text{ф.п.}}}$$

6) Изменение энтропии при смешении двух идеальных газов ($V=V_1+V_2$):

$$\Delta S = R \left(n_1 \ln \frac{V}{V_1} + n_2 \ln \frac{V}{V_2} \right)$$

7) Изменение энтропии химической реакции:

$$\Delta_r S^0 = \sum_j \nu_j \cdot S_j^0 (\text{прод.}) - \sum_i \nu_i \cdot S_i^0 (\text{исх.})$$

8) Изменение свободной энергии Гиббса химической реакции:

$$\begin{aligned} \Delta_r G^0 &= \sum \Delta_{\text{обр}} G^0 (\text{продукты}) - \sum \Delta_{\text{обр}} G^0 (\text{реагенты}) = \\ &= \Delta_r H^0 - T \Delta_r S^0 \end{aligned}$$

9) Для реакций, протекающих в газовой фазе, константу химического равновесия выражают через равновесные парциальные давления:

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

10) Константа химического равновесия связана со стандартной энергией Гиббса химической реакции:

$$\Delta_r G^0 = -RT \ln K_P$$

11) Изобара химической реакции (Изобара Вант-Гоффа)

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta_r H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$