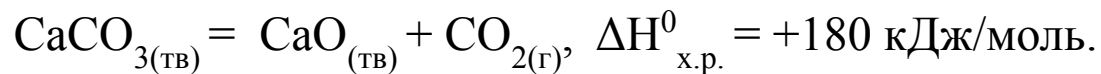


Пример 1:

Какое количество теплоты, необходимо затратить для получения 56 л (н.у.) углекислого газа, согласно уравнению реакции:



Решение.

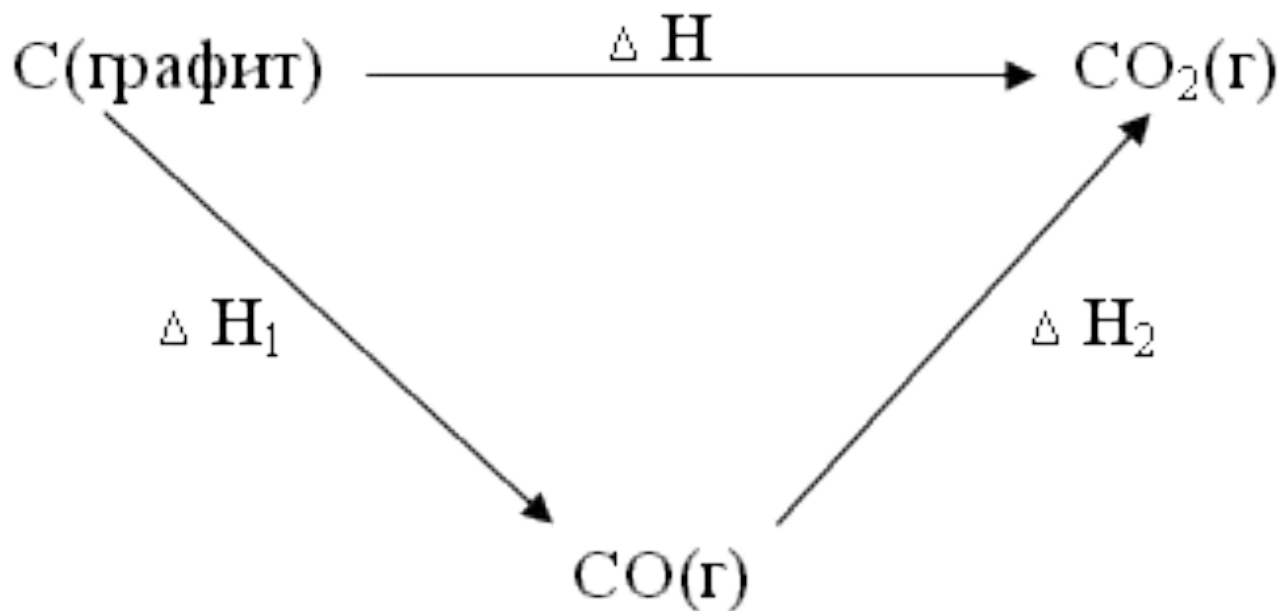
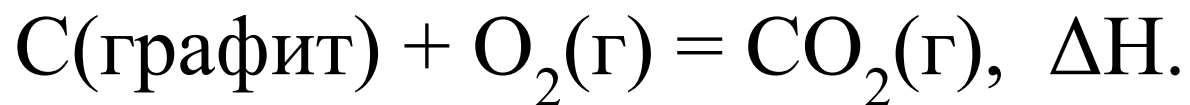
1. $n(\text{CO}_2) = V/V_m = 5,6/22,4 = 0,25$ (моль)

2. 1 моль CO_2 – 180 кДж/моль

0,25 моль CO_2 – x, кДж/моль

x = 45 (кДж/моль).

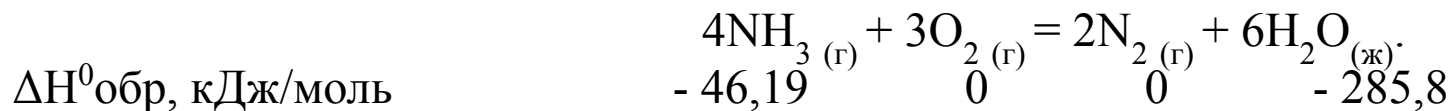
Пример 2:



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Пример 3:

Рассчитайте тепловой эффект реакции горения аммиака:



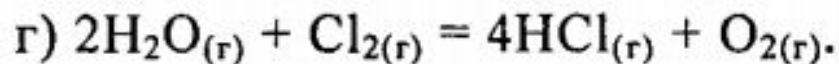
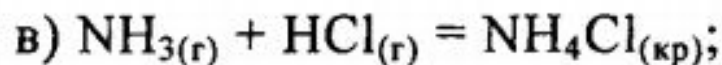
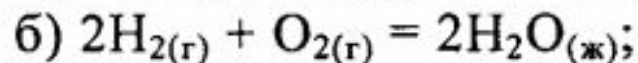
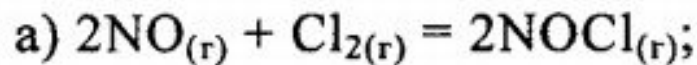
Решение:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = (2\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{N}_2) + 6\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O})) - (3\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{O}_2) + 4\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{NH}_3)) =$$

= - 1530,04 (кДж/моль) < 0 - реакция экзотермическая.

Пример 4:

Пример Не производя вычислений, определите знак изменения энтропии в следующих реакциях:



Решение:

а) $3n = 2n, \Delta S < 0$;

б) $3n = 2n, \Delta S < 0$;

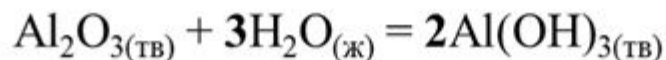
в) $2n = \text{тв. вещество}, \Delta S < 0$;

г) $3n = 5n, \Delta S > 0$.

Пример 5:

Пример. Вычислить ΔG^0 , ΔH^0 , ΔS^0 , указать направление реакции при $T=298$ К и $T=1000$ К. Оценить влияние энтальпийного и энтропийного факторов, температуры на протекание данной реакции. При какой температуре наступит химическое равновесие (определить температуру начала реакции)?

Решение:



Справочные данные

$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	- 1676,8	3 · - 286,02	2 · - 1277,0
S^0 , Дж/моль·К	50,95	3 · 70,0	2 · 82,9

1. $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 2 \Delta H^0_{\text{обр}}(\text{Al}(\text{OH})_3) - (\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{Al}_2\text{O}_3) + 3\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O})) = - 19,14$ (кДж/моль),

$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = - 95,15$ (Дж/моль·К) = - 0,09515 (кДж/моль·К),

$\Delta G^0_{\text{х.р.}} = \Delta H^0_{\text{х.р.}} - T\Delta S^0_{\text{х.р.}} = - 19,14 - 298 \cdot \left(\frac{-95,15}{1000}\right) = 47,49$ (кДж/моль·К) > 0 реакция при стандартных условиях самопроизвольно не протекает.

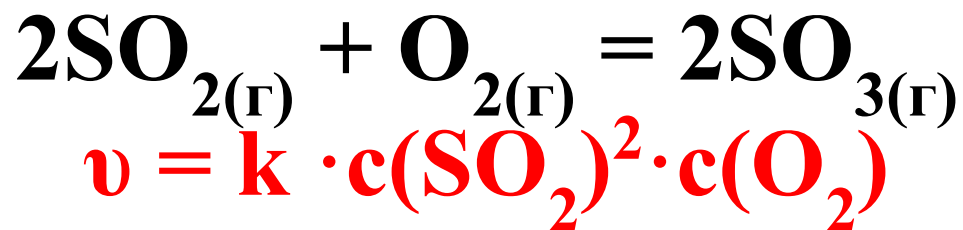
2. $\Delta G_{1000} = - 19,14 - 1000 \cdot \left(\frac{-95,15}{1000}\right) = 114,29$ (кДж/моль·К) > 0 реакция при 1000 К самопроизвольно не протекает .

3. $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$, реакция протекает самопроизвольно при низких температурах за счет влияния энтальпийного фактора: $|\Delta H| > |T\Delta S|$.

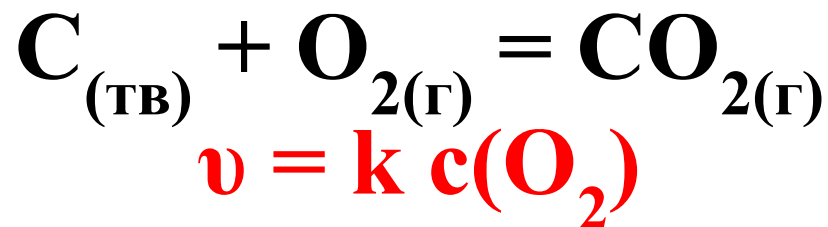
4. $\Delta G^0_{\text{х.р.}} = 0$, $\Delta H^0_{\text{х.р.}} - T\Delta S^0_{\text{х.р.}} = 0$, $T = \frac{\Delta H^0_{\text{х.р.}}}{\Delta S^0_{\text{х.р.}}} = \frac{-19,14 \cdot 1000}{- 95,15} = 201$ (К) = -72 ($^{\circ}\text{C}$).

Пример 6:

Гомогенные реакции:



Гетерогенные реакции:



Кинетическое уравнение реакции

Пример 7. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если температуру уменьшить от 60°C до 30°C? Температурный коэффициент равен 2 ($\gamma = 2$).

Решение

$$1. \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$2. \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 2^{\frac{60 - 30}{10}} = 2^3 = 8.$$

Ответ: Скорость реакции увеличится в 8 раз.

Смещение химического равновесия

Принцип Ле-Шателье

При изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это внешнее воздействие.

Факторы, влияющие на химическое равновесия

- 1. Концентрация веществ.**
- 2. Температура.**
- 3. Давление.**

Пример 8б:







C, моль/л	T, °C	p (для г и ж)
$\uparrow C(A) \text{ и } C(B)$ $\downarrow C(AB)$ 	$\uparrow T \Rightarrow -Q$ 	$\uparrow p \Rightarrow \downarrow V$ 
$\downarrow C(A) \text{ и } C(B)$ $\uparrow C(AB)$ 	$\downarrow T \Rightarrow +Q$ 	$\downarrow p \Rightarrow \uparrow V$ 

Иллюстрация к примеру 8:

Концентрация C

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$$



Увеличение $[\text{N}_2 \text{ и } \text{H}_2]$
 $V_{\text{пр}} > V_{\text{обр}} \rightarrow$



N_2



Увеличение $[\text{NH}_3]$
 $\leftarrow V_{\text{пр}} < V_{\text{обр}}$

Температура T

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$$

$+Q$ — экзотермический процесс



$$2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2 - Q$$

$-Q$ — эндотермический процесс

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса

Давление P





Увеличение давления

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$$

$\xrightarrow{\text{Уменьшение объема}}$
 $\xleftarrow{\text{Увеличение объема}}$

1 объем 3 объема
2 объема

Уменьшение давления

Повышение давления (P) смещает равновесие в сторону процесса, протекающего с уменьшением объема и числа молекул



— N_2



— H_2



— NH_3