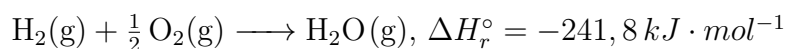
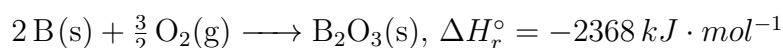
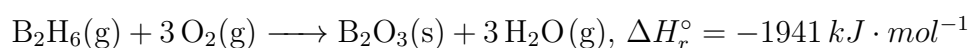


CHEMIA FIZYCZNA
ZESTAW 3
PIERWSZA ZASADA TERMODYNAMIKI
TERMOCHEMIA.

2C.1(a) Dla CCl_4 $\Delta H_{par}^\circ = 30,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Oblicz q , w , ΔH i ΔU , gdy 0,75 mola $\text{CCl}_4(\text{c})$ zostaje odparowane w temp. 250 K pod ciśnieniem 1 bar.

2C.2(a) Standardowa entalpia tworzenia etylobenzenu wynosi $-12,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Oblicz jego standardową entalpię spalania.

2C.3(a) Na podstawie następujących danych oblicz ΔH_{tw}° diboranu, $\text{B}_2\text{H}_6(\text{g})$, w temp. 298 K:

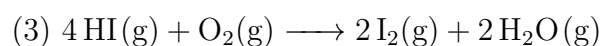
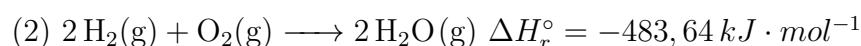
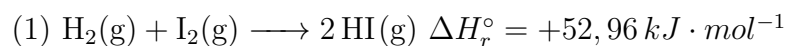


2C.4(a) Wiedząc, że standardowa entalpia tworzenia $\text{HCl}(\text{aq})$ wynosi $-167 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, oblicz wartość $\Delta H_{tw}^\circ(\text{Cl}^-, \text{aq})$.

2C.5(a) Wskutek spalania 120 mg naftalenu, $\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})$, w bombie kalorymetrycznej temperatura wzrosła o 3,05 K. Oblicz stałą kalorymetru. O ile stopni wzrośnie temperatura, jeśli 150 mg naftalenu, $\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})$, zostanie spalane w kalorymetrze w takich samych warunkach?

$$\Delta H_{spal}^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8, \text{s}) = -5157 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

2C.6(a) Mając dane reakcje (1) i (2), oblicz (i) ΔU_r° i ΔH_r° reakcji (3), ΔH_{tw}° $\text{HI}(\text{g})$ i $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ w temp. 298 K.



2C.7(a) Dla reakcji $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{c}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

$\Delta U_r^\circ = -1373 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ w temp. 298 K. Oblicz ΔH_r° .

2C.8(a) Na podstawie tablic termodynamicznych (osobny plik zamieszczony na stronie) oblicz ΔH_r° i ΔU_r° dla reakcji:

$\text{C}(\text{grafit}) + \text{H}_2\text{O}(\text{c}) \longrightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ w temp. 298 K i (ii) w temp. 478 K. Załóż że wszystkie pojemności cieplne są stałe w danym przedziale temperatur.

2C.9(a) Oblicz ΔH_r° w temp. 500 K reakcji: $\text{C}(\text{grafit}) + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$, korzystając z tablicowej wartości entalpii tworzenia CO_2 w temp. 298 K i danych dotyczących temperaturowych zależności pojemności cieplnych (tablice termodynamiczne dostępne na stronie w osobnym pliku).

2C.10(a) Zaproponuj cykl termodynamiczny, pozwalający obliczyć entalpię hydratacji jonów Ca^{2+} , korzystając z następujących danych:

entalpia sublimacji $\text{Ca}(\text{s})$: $+178,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

entalpia pierwszej i drugiej jonizacji $\text{Ca}(\text{g})$:

$589,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ i $1145 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

entalpia parowania bromu: $+30,91 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

entalpia dysocjacji $\text{Br}_2(\text{g})$: $+192,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

entalpia przyłączenia elektronu przez $\text{Br}(\text{g})$: $-331,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

entalpia rozpuszczania $\text{CaBr}_2(\text{s})$: $-103,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

entalpia hydratacji $\text{Br}(\text{g})$: $-289 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.