

Każda przemiana w przyrodzie związana jest ze zmianą energii. Ta zmiana energii przebiega na różne sposoby, jednak zawsze według zasady, że suma energii układu izolowanego nie ulega zmianie. Jeśli więc energia z jakiegoś układu „nie uciekła” lub nie została doprowadzona z zewnątrz (np. przez podgrzanie lub naświetlanie światłem) to suma energii w tym układzie przed jakąś przemianą i po tej przemianie jest stała. Jeśli więc obserwujemy np. ogrzanie się kolby w trakcie rozpuszczania kwasu siarkowego w wodzie (wzrost energii translacji cząsteczek rozpuszczalnika i jonów kwasu siarkowego), oznacza to, że jakiś inny „rodzaj energii” uległ odpowiednio zmniejszeniu. Suma energii układu kwas siarkowy-woda przed zmieszaniem i po zmieszaniu musi pozostać identyczna.

Pewien kłopot sprawia już samo pojęcie energii. Intuicyjnie je wyczuwamy, ale chcąc opisać zjawisko często podświadomie traktujemy energię podobnie jak materię (mówimy, że przechodzi z układu do układu, że zmienia się z energii A na energię B itp.) co później może powodować niezrozumienie istoty zjawisk związanych z przemianą energii. Należy sobie od czasu do czasu przypominać, że energia to możliwość wykonania pracy, a więc pewne pojęcie nie mające materialnego odniesienia. A to, że mówimy o energii cieplnej czy pracy, o energii potencjalnej czy kinetycznej, o energii jądrowej lub wiązań chemicznych itp. to tylko dlatego, by w sposób opisowy zlokalizować miejsce, w którym następuje zmiana wielkości energii lub określić skutki zmiany ilości energii w danym miejscu (przemiana energii na sposób ciepła czy pracy). Tak więc moim zdaniem najwięcej kłopotu w zrozumieniu zasad i praw termodynamiki sprawiają niedoskonałe i dość nonszalancko używane pojęcia. Często spotykałem w podręcznikach np. stwierdzenie, że coś takiego jak ciepło nie istnieje, że jest to przeniesienie energii na sposób ciepła, by dwa zdania dalej czytać o „przepływie ciepła”, „stosunku ilości ciepła do temperatury” itp. Zwracam Ci na to uwagę, bo jak chcesz w miarę sensownie zabrać się do studiowania termodynamiki, to musisz być na takie niekonsekwencje przygotowana.

W termodynamice fundamentalne są dwie zasady, zwane I i II zasadą termodynamiki (*nota bene*, one też w różnych podręcznikach mają bardzo różne brzmienie, choć sens pozostaje oczywiście ten sam). Pierwszą zasadę o niezmienności ilości energii w układzie izolowanym już znasz. Druga mówi o niemożności przepływu energii na sposób ciepła między układami, których temperatury są równe.

W termodynamice chemicznej zajmujemy się zmianami energetycznym zachodzącymi podczas reakcji chemicznych bądź zjawisk fizykochemicznych z tym związanych (solwatacja, topnienie, krystalizacja, stany równowagowe itp.). Są to najczęściej układy, które nie są izolowane, mogą więc wymieniać energię z otoczeniem, a często także zmieniać swoją objętość

lub ciśnienie. Mogą wykonywać tzw. pracę objętościową - energia wyzwolona w reakcji i przekazana na sposób ciepła powoduje wzrost temperatury, co skutkuje zwiększeniem objętości (szczególnie wyrazistym jeśli mamy do czynienia z gazem). Ponieważ na układ działa jakieś ciśnienie (atmosferyczne lub inne) zmiana objętości związana jest z wykonaniem pracy, której wielkość określa wzór $W = p \cdot \Delta V$.

W termodynamice chemicznej przez badany układ rozumiemy najczęściej zbiór cząsteczek substratów lub produktów. Tak więc przed reakcją ilość **energii wewnętrznej** „zmagazynowana” w cząsteczkach substratów wynosi U_1 zaś ilość po przeprowadzeniu reakcji, „zmagazynowana” w cząsteczkach produktów, to U_2 . Energetyczny skutek reakcji to $\Delta U = U_2 - U_1$.

Odstąpmy teraz od „klasycznego” wykładu i wprowadźmy nieco bardziej „bałaganiarski” wywód, ale może szybciej i jaśniej prowadzący do zrozumienia spraw termodynamicznych. Dla większej prostoty w tym trochę bałaganiarskim wywodzie przyjmijmy, że ΔU jest ujemna, czyli reakcja jest egotermiczna. Dla reakcji endotermicznych wywód jest analogiczny.

Energia „uwolniona” z cząsteczek w trakcie reakcji powoduje wzrost temperatury układu, zaś ten wzrost temperatury powoduje zmianę objętości, co oznacza, że układ wykonuje pracę objętościową $W = p \cdot \Delta V$. Tak więc energia reakcji wystąpiła w dwóch „postaciach” – „ciepła” i „pracy objętościowej” ($\Delta U = Q + W$; postać I zasady termodynamiki w termodynamice chemicznej). Ale na energię wewnętrzną układu składa się zarówno suma energii wewnętrznej poszczególnych cząsteczek jak i energia związana z utrzymaniem objętości i ciśnienia układu (energia nie pozwalająca zbliżyć się cząsteczkom do siebie i stworzyć efekt „czarnej dziury”). Funkcję opisującą całość energii układu nazywamy **entalpią** i oznaczamy symbolem H:

$$H = U + pV$$

Oprócz energii wewnętrznej cząsteczek i „energii objętości” przy wszelkich przemianach zachodzi także zmiana stopnia „uporządkowania” materii zawartej w układzie. Kryształ substancji to struktura uporządkowana, po rozpuszczeniu stopień jej uporządkowania maleje a dysocjacja cząsteczek zmniejsza go jeszcze bardziej. Także podniesienie temperatury roztworu zwiększa jego „stopień nieuporządkowania”. Tak więc stopień uporządkowania układu też jest związany z energią. Funkcją opisującą to „uporządkowanie” jest **entropia** (symbol S). Warto tu zaznaczyć, że wartość entropii jest względna – wyznacza ją wartość energii przekazanej na sposób ciepła w danej temperaturze:

$$S = Q/T$$

Jeśli teraz podsumujemy wszystkie „typy” energii wyzwolonej z cząsteczek podczas reakcji (ΔU), to otrzymamy równanie:

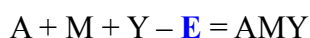
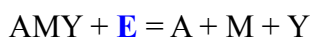
$$\Delta U = \Delta H + p\Delta V - T\Delta S$$

Pomijając tę część energii wyzwolonej w reakcji, która została zużyta na zmianę „energii objętości” ($p\cdot\Delta V$), pozostałą część nazywamy **entalpia swobodną** (czasem też potencjałem termodynamicznym, w starszych podręcznikach energią Gibbsa):

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

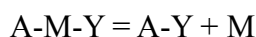
Tak więc w ogólnym zarysie wiemy co to energia wewnętrzna, entalpia, entropia i entalpia swobodna. Teraz kilka luźnych uwag na temat tych „rodzajów energii”, uwag mogących (mam taką nadzieję) ułatwić Ci studiowania całości.

Wyobraźmy sobie hipotetyczny układ złożony z trzech różnych atomów – A, M, Y, a układ ten powstał z rozbicia cząsteczki A-M-Y, i do tego rozbicia trzeba było zużyć pewną ilość energii. Zatem jest oczywistym, że tworzenie cząsteczki A-M-Y z atomów spowoduje „oddanie” takiej samej ilości energii do otoczenia:



Ilość energii wymieniana z otoczeniem w trakcie reakcji chemicznej jest związana głównie z rozpadem jednych a tworzeniem innych wiązań chemicznych. Rozpad lub utworzenie konkretnego wiązania powoduje wymianę z otoczeniem określonej ilości energii. Aczkolwiek utworzenie takiego samego wiązania w różnych związkach i różnych sytuacjach (warunkach reakcji) wymaga nieco różnych ilości energii, lecz różnice te są zazwyczaj tak niewielkie, że dla przybliżonych obliczeń można przyjąć energie wiązań jako stałe. Energie podstawowych wiązań są obliczone i stabelaryzowane.

Jeśli przyjmiemy dla naszego przykładu że powstanie wiązania A-M wyzwala 10 umownych jednostek energii, wiązania M-Y 15 jednostek a wiązania Y-A 7, to możemy obliczyć w przybliżeniu efekt cieplny reakcji:

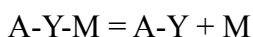


substraty: A-M 10; M-Y 15; razem 25 (do rozbicia wiązań potrzebujemy 25 jednostek)

produkty: A-Y 7 (tworzący się produkt A-Y „odda” 7 jednostek)

różnica $25 - 7 = 18$ (reakcja dla swojego przebiegu potrzebuje 18 jednostek, jest endotermiczna). Algebraicznie będzie to $-7 - (-25) = 18$

A teraz podobny przykład, ale związek o innej budowie:

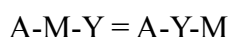


substraty: A-Y 7; M-Y 15; razem 22 (do rozbicia wiązań potrzebujemy 22 jednostek)

produkty: A-Y 7 (tworzący się produkt A-Y „odda” 7 jednostek)

różnica $22 - 7 = 15$ (reakcja dla swojego przebiegu potrzebuje 15 jednostek, jest endotermiczna). Algebraicznie będzie to $-7 - (-22) = 15$

Albo jeszcze inaczej:



substraty: A-M 10; M-Y 15; razem 25 (do rozbicia wiązań potrzebujemy 25 jednostek)

produkty: A-Y 7; M-Y 15 (tworzący się produkt A-Y-M „odda” 22 jednostki)

różnica $25 - 22 = 3$ (reakcja dla swojego przebiegu potrzebuje 3 jednostki, jest endotermiczna). Algebraicznie będzie to $-22 - (-25) = 3$

Dla reakcji odwrotnej $A-Y-M = A-M-Y$ będzie to wartość -3 , ta reakcja jest egzoenergetyczna.

No i tu pytanie dość zasadnicze: po-co-to-wszystko? Czy z tych obliczeń wynika coś istotnego, czy to tylko przyjemność „łamania głowy”? Obliczenia termodynamiczne (od tak prostych jak powyżej do bardzo skomplikowanych) pozwalają przewidzieć trwałość otrzymanego związku, wydajność danego izomeru w reakcjach równoległych, koszt i praktyczną możliwość otrzymania produktu, wybór najlepszego substratu i temu podobna optymalizację procesu chemicznego.

Co najczęściej liczymy? Entalpie reakcji, entalpie swobodną reakcji, stężenia (ciśnienia cząstkowe, czasem zwane ciśnieniami parcjalnymi) w stanie równowagi reakcji (procesów) odwracalnych.

Teraz następne ważne pytanie. Skąd mamy wiedzieć jaka jest wartość entalpii substratów i produktów, potrzebna do obliczenia entalpii reakcji (czyli różnicy entalpii produktów i substratów). Dla uproszczonych obliczeń korzystamy z założenia stałych energii wiązań (tak jak robiliśmy to w naszym przykładzie), ale w przypadku konieczności dokładniejszych wyników to założenie się nie sprawdza, bowiem różne oddziaływania wewnątrz- i międzycząsteczkowe powodują zbyt dużą zmienność tych wartości. Entalpię substratów i produktów możemy obliczyć korzystając z tego, że entalpia jest funkcją stanu, a więc jej wartość w stosunku do dowolnego związku nie zależy od drogi (sposobu) na jakiej ten związek został otrzymany, a jedynie od parametrów stanu w jakim się znajduje. **Umownie** przyjęto, że pierwiastki w swoim stanie podstawowym (stabilnym) w warunkach standardowych mają entalpie równą zero. Jest

to taki umowny punkt odniesienia jak potencjał normalnej elektrody wodorowej czy w geografii poziom zero powierzchni morza, od którego liczymy wysokości wzniesienia terenu. Dla wielu stosunkowo prostych związków wyznaczono entalpie reakcji otrzymania ich z pierwiastków w warunkach standardowych (tzw. standardowe entalpie tworzenia). Teraz mając konkretną reakcję, musimy myślowo rozłożyć ją na takie etapy (niekoniecznie sensowne z praktycznego punktu widzenia), które pozwolą na podstawie znanych z tablic entalpii tworzenia wyliczyć entalpie substratów i produktów (czasem to dość trudne zadanie).

Jeżeli szukamy entalpii reakcji uwodornienia benzenu do cykloheksanu, znajdujemy w tablicach dla C_6H_{12} entalpię tworzenia -156 kJ/mol, zaś dla C_6H_6 $+83$ kJ/mol. Zatem dla reakcji:



entalpia substratów (umownie) wynosi $83 + 3 \cdot 0 = 83$ kJ/mol

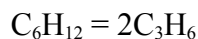
entalpia produktów (umownie) wynosi -156 kJ/mol

entalpia reakcji uwodornienia benzenu do cykloheksanu wynosi:

$$\Delta H = -156 - 83 = -239 \text{ kJ/mol}$$

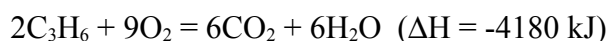
A teraz przykład dość skomplikowanych obliczeń:

Oblicz entalpie reakcji:



Entalpii tej z powodów praktycznych wyznaczyć doświadczalnie się nie da. Pozostają tylko obliczenia teoretyczne. Ponieważ w tablicach nie znajdujemy entalpii tworzenia cyklopropanu, musimy obliczenia poprowadzić inaczej. Znajdujemy entalpie reakcji spalania cyklopropanu (nawet doświadczalnie, w zadaniu oczywiście nam ją podadzą). Wynosi ona -2090 kJ/mol.

Mamy zatem reakcję:



W tablicach standardowych entalpii tworzenia znajdujemy:

dla CO_2 ($C + O_2 = CO_2$) -394 kJ/mol

dla H_2O ($H_2 + 1/2O_2 = H_2O$) -286 kJ/mol

Entalpia utworzenia 6 cząsteczek CO_2 i 6 cząsteczek H_2O to $6 \cdot (-394 - 286) = -4080$ kJ

Biorąc pod uwagę entalpię reakcji spalania cykloheksanu, obliczamy standardową entalpię tworzenia 1 mola cyklopropanu jako:

$$\{-4080 - (-4180)\} / 2 = 50 \text{ kJ/mol}$$

Znając entalpie tworzenia substratów i produktów (cykloheksanu -156 kJ/mol i cyklopropanu $+50$ kJ/mol) obliczamy entalpię reakcji rozpadu cykloheksanu na dwie cząsteczki cyklopropanu: $2 \cdot (50) - (-156) = +256$ kJ.

Wszystkie spontanicznie przebiegające zjawiska w przyrodzie charakteryzuje spadek wartości entalpii swobodnej ($\Delta G < 0$). Analizując zmienność entalpii swobodnej widzimy, że samorzutnemu przebiegowi reakcji „sprzyja” spadek entalpii ($\Delta H < 0$) z jednoczesnym wzrostem entropii ($\Delta S > 0$, co daje $-T \cdot \Delta S < 0$) co w sumie oznacza zawsze $\Delta G < 0$.

W przypadku przeciwnym ($\Delta H > 0$; $\Delta S < 0$) wartość entalpii swobodnej rośnie w miarę postępu reakcji i reakcja spontanicznie nie przebiega ($\Delta G > 0$).

W przypadkach „mieszanych” ($\Delta H > 0$; $\Delta S > 0$ lub $\Delta H < 0$; $\Delta S < 0$) wartość i znak entalpii swobodnej reakcji zależy od wzajemnych relacji między entalpią i entropią oraz od składu mieszaniny reakcyjnej (stosunku stężeń substratów i produktów) oraz dodatkowo od temperatury. W tej sytuacji często mamy do czynienia z reakcjami odwracalnymi, osiągającymi w danej temperaturze pewien stan dynamicznej równowagi, w której pewien stosunek stężeń powoduje uzyskanie przez układ minimum wartości entalpii swobodnej. Samoistny przebieg reakcji nie jest możliwy w żadną stronę, bowiem prowadzi do wzrostu entalpii swobodnej układu ($\Delta G > 0$). Ten równowagowy stosunek stężeń składników układu znany Ci jest pod nazwą stałej równowagi reakcji odwracalnej (dysocjacji, estryfikacji itp.)

Myślę, że na początek wystarczy. Poniżej dołączam **poprawiony** tekst z wcześniejszego listu. Przemyśl sobie to wszystko, porozwiązuj zadania a jak pojawią się wątpliwości i kłopoty (a pewnie się pojawią) to pisz, będziemy się starali wszystko usystematyzować i wyjaśnić.

Komentarz do zadań umieściłem na końcu.

Sprawy entalpii (i entropii) są w miarę jednoznacznie określone dla układów izolowanych i idealnych, czyli dla sytuacji w praktyce nie spotykanych. Reakcje przebiegające w rzeczywistych warunkach są zazwyczaj izobaryczne - ale mogą też zdarzać się inne sytuacje. Praktycznie niemal nie zdarza się by w reakcji energia wewnętrzna cząsteczek substratów była równa energii wewnętrznej produktów. Ta różnica energetyczna między produktami a substratami uwidacznia się albo (i) w postaci pracy objętościowej (pV) albo (i) na sposób ciepła. Energia cieplna manifestuje się zmianą temperatury układu (energia translacji cząsteczek tworzących układ) a wielkość zmiany temperatury zależy nie tylko od ilości energii wymienionej na sposób ciepła ale także od temperatury, w której ta wymiana nastąpiła. Ciepło molowe (tak w stałej objętości jak i pod stałym ciśnieniem) zależy od temperatury. Ponieważ wielkość zmian wywołana różnicą temperatur jest stosunkowo niewielka (w stosunku do zmian energetycznych spowodowanych zmianą połączeń i konfiguracji atomów w cząsteczkach substratów i produktów), często ignorujemy te niewielkie zmiany i liczymy entalpię (różnicę entalpii) tak, jakby reakcja

przebiegała w warunkach standardowych. Zmianę wartości ciepła molowego uwzględniamy, gdy temperatura reakcji zdecydowanie odbiega od standardowej.

Można to ująć też nieco inaczej - żeby przeprowadzić jakąś reakcję w warunkach izobarycznych i izotermicznych (np. standardowych) należy doprowadzić (odprowadzić) pewną ilość energii na sposób ciepła. I ta ilość jest w pewnym uproszczeniu entalpią tej reakcji (ciepło reakcji pod stałym ciśnieniem). Zauważ, że jeśli z obliczeń entalpii reakcji wynika, że jest ona endo- czy egzo- termiczna, to wynika też, że reakcja nie będzie w warunkach izotermicznych, bo ta energia wymieniona na sposób ciepła musi zakłócić izotermiczność układu.

Ogólnie mogę Ci podpowiedzieć, żebyś pamiętał zawsze o różnicy między teoretycznymi założeniami, potrzebnymi do wyprowadzenia ogólnej zależności, a warunkami rzeczywistymi, które od tych teoretycznych różnią się zazwyczaj dość znacznie.

Nie chciałbym zbyt Ci zamącić Ci w głowie, ale zwróć uwagę na pewne "niekonsekwencje" w wyprowadzeniach wzorów. Wyznaczając (definiując) entropię podaje się $S=Q/T$ czyli ilość energii wymienionej na sposób ciepła (Q) między dwoma układami (układem i otoczeniem) w procesie odwracalnym w temperaturze T. Z drugiej strony wiemy, że jeśli układ i otoczenie są w tej samej temperaturze, to wymiana energii na sposób ciepła jest niemożliwa! Także układ idealny i przemiana odwracalna, bez rozproszenia energii w praktyce nie ma miejsca. Nie jedyny to przykład - wzory na zachowanie się gazów też wyprowadza się przy założeniu istnienia gazu idealnego (bez masy, rozmiarów cząsteczek i jakichkolwiek oddziaływań). Tu też występują rozbieżności między teorią (ideał, najczęściej niemożliwy w realnym świecie) a praktyką. Są one jednak w praktyce na tyle niewielkie, że w przeważającej liczbie przypadków można je pominąć, choć czasem praktyka przypomina nam o zastosowanych przybliżeniach (np. stan nadkrytyczny gazów).

W termodynamice występują także takie uproszczenia, wyidealizowania zjawisk rzeczywistych. W zależności od tego, czemu mają służyć obliczenia, jak dokładne mają być ich wyniki stosujemy obliczenia wprowadzające większe czy mniejsze przybliżenia.

Najgorsza jest sprawa zadań. Tu dane i warunki podaje autor zadania i nie zawsze czyni to w sposób pozwalający jednoznacznie zrozumieć o co mu chodzi (czasem zaś odnoszę wrażenie, że sam autor też tego nie wie).

Warunki uznane za standardowe mogą być różne, choć oczywiście jeśli nie podano inaczej, to należy rozumieć, że dotyczą 25°C i 1 atm.

To już dla Ciebie:

Dla reakcji odwracalnych stan równowagi dynamicznej (szybkość reakcji odwrotnych jest identyczna) występuje w momencie gdy entalpia swobodna układu osiągnie minimum, wówczas ΔG między dwoma dowolnymi momentami reakcji wynosi zero.

Dla reakcji $aA+bB=cC+dD$ stała równowagi wynosi :

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

gdzie nawiasy kwadratowe oznaczają stężenia molowe. Gdy reakcja biegnie w fazie gazowej zamiast stężeń molowych mogą być ciśnienia parcjalne (cząstkowe) poszczególnych gazów. Można też zamiast stężeń molowych podstawiać ułamki molowe poszczególnych reagentów.

Standardowe entalpie swobodne tworzenia poszczególnych związków są podane w odpowiednich tablicach (podobnie jak standardowe entalpie tworzenia). Wartości te oznacza się jako G_i^0 i wyraża w J/mol a dotyczą one swobodnej entalpii tworzenia tych związków z pierwiastków w temperaturze 298K i pod ciśnieniem 1 atm (dla pierwiastków, podobnie jak przy entalpii tworzenia, przyjmujemy zero).

Standardowa entalpia danej reakcji równa się sumie algebraicznej standardowych entalpii tworzenia substratów i produktów. W obliczeniach tych uwzględniamy współczynniki stechiometryczne reakcji oraz dla substratów zmianę znaku ich entalpii tworzenia.

Swobodna entalpia tworzenia dla poszczególnych reagentów wyniesie (dla stanu gazowego):

$$G_i = G_i^0 + RT \ln p_i$$

Ponieważ, jak wyżej powiedzieliśmy, standardowa entalpia danej reakcji równa się sumie algebraicznej standardowych entalpii tworzenia substratów i produktów, po wykonaniu działań i przekształceń otrzymamy wzór na entalpie swobodną reakcji:

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

a ponieważ w stanie równowagi $\Delta G=0$, dla stanu równowagi otrzymujemy postać:

$$\Delta G^0 = - RT \ln \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} = - RT \ln K$$

Zależność od temperatury i ciśnienia prowadzi poprzez ciśnienia parcjalne lub stężenia molowe oraz poprzez wpływ temperatury na wartość G:

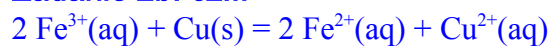
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Jest też wzór pozwalający obliczyć wartość stałej równowagi w temperaturze T_2 jeśli znamy ją dla temperatury T_1 (izobara van't Hoffa). Wzór ten zakłada niezależność entalpii reakcji H od temperatury (co w praktyce oznacza, że T_1 nie powinno zbytnio różnić się od T_2):

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

ΔH^0 oznacza różnicę standardowych entalpii tworzenia substratów i produktów.

Zadanie 2b. cz.II



Oblicz standardową entalpię swobodną tej reakcji.

Zmiana entalpii swobodnej naszej reakcji wynosi w momencie uzyskania stężeń $c_1, c_2,$

c_3, c_4 :

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln \frac{c_3^2 \cdot c_4}{c_1^2 \cdot c_2}$$

W warunkach standardowych ($c=1$) będziemy mieli:

$$\Delta G = \Delta G^0$$

Jeżeli przez molową entalpię swobodną tej reakcji rozumiemy entalpię przemiany 1 mola Cu w jony, to praca wykonana podczas tej przemiany (równa zmianie entalpii swobodnych między substratami a produktami) wyniesie:

$$\Delta G^0 = nFE^0$$

gdzie: n - ilość moli elektronów, F - stała Faradaya, E^0 - SEM ogniwa w warunkach standardowych

$$\Delta G^0 = n \cdot F \cdot E^0 = 2 \cdot 96480 \text{C} \cdot 0,42 \text{V} = 2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 0,42 = 5,06 \cdot 10^{23} \text{ eV}$$

ponieważ $1 \text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$\Delta G^0 = 8,2 \cdot 10^4 = 82 \text{ kJ/mol}$$

Na zakończenie jeszcze uwaga – ostrzeżenie. Rzeczywistość jest zazwyczaj bardziej złożona niż teoretyczne modele. W rzeczywistych zjawiskach i reakcjach wpływ na energetyczne

przemiany mają i ciśnienie (szczególnie gdy są elementy gazowe) i temperatura i różnego rodzaju oddziaływania, nie zawsze do końca uświadomione, i różne „rodzaje” energii (elektryczna, chemiczna, mechaniczna, elektronowa, oscylacyjna, oddziaływań wzajemnych itp.). Wszystko to powoduje, że istnieje niemal nieskończona ilość kombinacji tych czynników, a co za tym idzie, sposobów obliczania efektów energetycznych. Jeśli więc kiedyś trafisz na zadanie, którego nie będziesz wiedziała „jak ugryźć” – nie przejmuj się. To nie oznacza, że mimo wielu wysiłków nic nie rozumiesz z termodynamiki, raczej będzie to znaczyło, że trafiłaś na szczególnie paskudny przypadek.