

Energia - zdolność danego układu do wykonania dowolnej pracy.
Potencjalna praca, którą układ może w przyszłości wykonać.

Praca wykonana przez układ jak i „przeniesienie” energii może manifestować się na różne sposoby - stąd kilka funkcji opisujących zachowanie się układu w różnych warunkach.

Energia wewnętrzna	U		Dla reakcji przebiegającej w stałej objętości $Q_{\text{reakcji}} = \Delta U$
Entalpia	H = U + pV (p - ciśnienie zewnętrzne !!)	$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$	Dla warunków izochorycznych ($\Delta V=0$) $\Delta H = \Delta U$ czyli dla reakcji przebiegającej w stałej objętości $Q_{\text{reakcji}} = \Delta H$
Entropia	S = Q/T	$\Delta S = \Delta Q/T$	
Energia swobodna	F = U - TS	$\Delta F = \Delta U - T\Delta S$	Dla procesu izotermiczno- izochorycznego ($T = \text{const}$, $V = \text{const}$) $\Delta F = 0$
Entalpia swobodna	G = H - TS	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	Dla procesu izotermiczno- izobarycznego ($T = \text{const}$, $p = \text{const}$) $\Delta G = 0$
	G = F + pV		

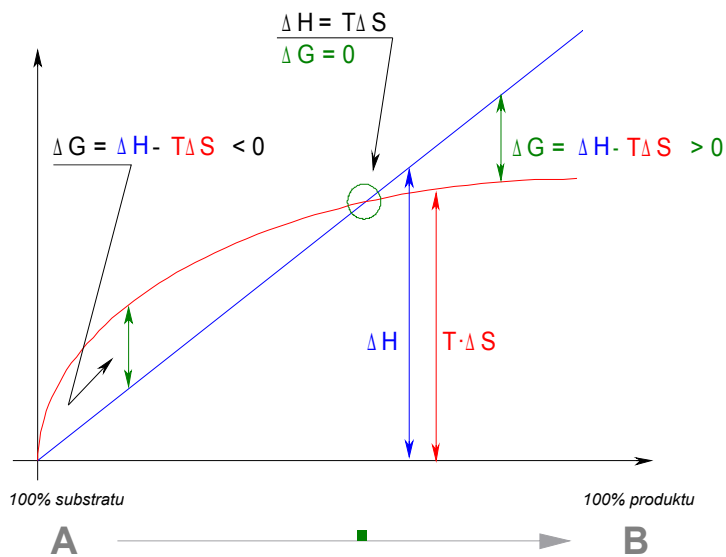
Praca objętościowa - pV (wymiana energii na sposób pracy)
Ciepło reakcji Q (wymiana energii na sposób ciepła)

Dla celów praktycznych ważna jest różnica między stanem początkowym i końcowym procesu - **ilość energii, która uległa w procesie wymianie** między elementami układu i ewentualnie otoczeniem. Absolutna ilość energii jest mniej ważna (np. na ogół nie bierzemy pod uwagę energii jądra atomowego).

W praktyce chemicznej mamy do czynienia najczęściej z układami, które z **dobrym przybliżeniem** możemy uznawać za układy zamknięte (zestawy reakcyjne).

Jeśli w trakcie przemiany w takim układzie energia nie jest doprowadzana lub odprowadzana odpowiednio szybko (wydajne grzanie lub chłodzenie) układ taki z **dobrym przybliżeniem** możemy traktować jako izolowany.

W trakcie każdej przemiany następuje wymiana energii pomiędzy elementami układu. Ponieważ zazwyczaj ilość energii „wyzwolonej” we wcześniejszym etapie przemiany nie jest równa ilości energii „wykorzystanej” w późniejszym etapie głównego procesu (np. w procesie chemicznym energia wiązań substratów nie jest równa energii wiązań produktów), nadmiar lub niedomiar energii zostaje wymieniony z otoczeniem na sposób ciepła lub pracy (objętościowej, elektrycznej (ogniwa), powierzchniowej (adsorpcja) itp.).

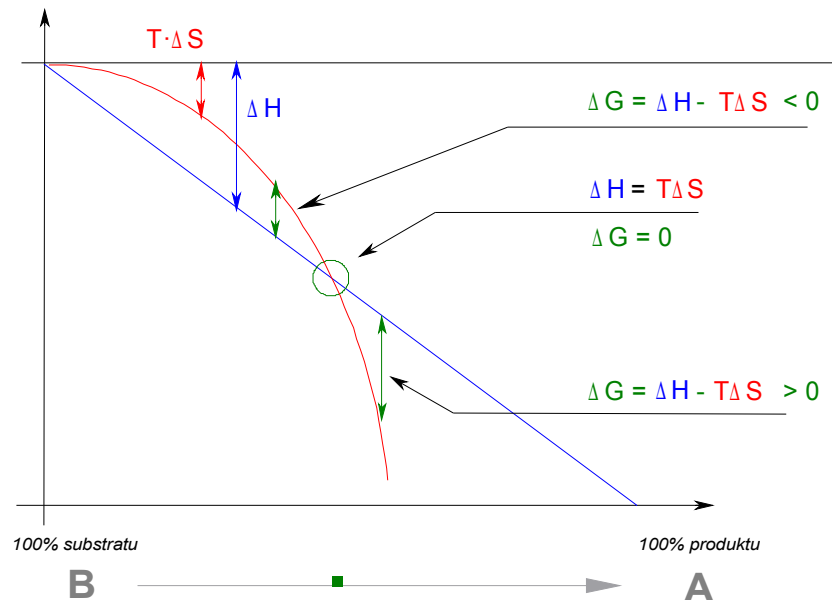


Dysocjacja słabego elektrolitu



rozerwanie wiązań ($\Delta H > 0$)

i powstanie jonów ($\Delta S > 0$)



Reakcja odwrotna



łączenie jonów w cząsteczki

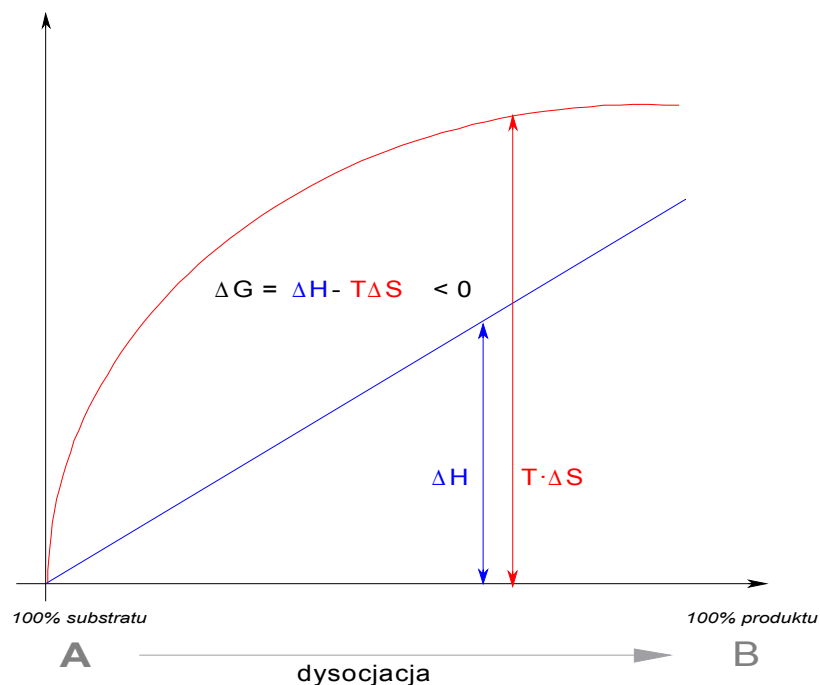
($\Delta H < 0$; $\Delta S < 0$)

Zarówno reakcję dysocjacji jak i reakcję odwrotną w początkowym okresie przebiegu charakteryzuje $\Delta G < 0$.

Bezwzględna wartość tej różnicy maleje do zera przy stosunku stężeń molowych substratów

$$K = \frac{[Kat] \cdot [An]}{[KatAn]}$$

i produktów, które określają nam stałą dysocjacji:



Dysocjacja mocnego elektrolitu

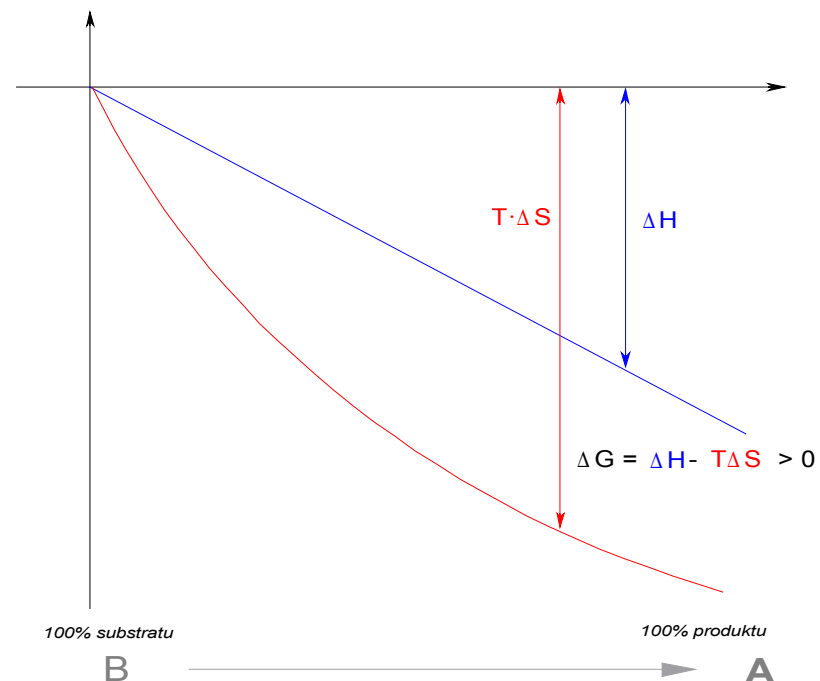


rozerwanie wiązań ($\Delta H > 0$)

i powstanie jonów ($\Delta S > 0$)

$$\Delta G < 0$$

proces samorzutny



Reakcja odwrotna



powstawanie wiązań ($\Delta H < 0$)

łączenie jonów w cząsteczki ($\Delta S < 0$)

$$\Delta G > 0$$

proces niemożliwy w danych warunkach

O większości właściwości chemicznych, fizykochemicznych i fizycznych substancji decyduje w dużej mierze **możliwość** wymiany energii a nie jej poziom.

Generalna zasada przyrody: zmniejszyć **zasoby energii do minimum**, na które pozwalają dane warunki i zwiększyć **wartość entropii do maksimum**, na które pozwalają dane warunki.

Lotna ciecz w zamkniętym naczyniu odparuje tylko do stanu nasycenia pary, w naczyniu otwartym całkowicie.

Sacharoza w wodzie ulegnie rozpuszczeniu, w heksanie nie.

Bardzo często obniżanie poziomu energii związane jest ze spadkiem wartości entropii a wzrost entropii związany jest ze wzrostem energii (entalpia i entropia są w opozycji względem siebie).

W stanie równowagi procesów (reakcji) odwracalnych równoważy się zazwyczaj wpływ entalpii i entropii

Węgiel (sp^2)	łatwo ulega utlenieniu (spalaniu)
Diament (sp^3)	niereaktywny
Kwas solny HCl_{aq}	silny elektrolit, kwas (hydratacja)
$HCl_{(g)}$	polarna cząsteczka, brak wiązania jonowego
Kwas octowy	w obecności NaOH dysocjuje całkowicie
	w obecności HCl nie dysocjuje
Jod	W temperaturze pokojowej jod występuje w stanie stałym krystalicznym, pomimo energii, pozwalającej cząsteczkom jodu na istnienie w tej temperaturze w stanie gazowym. Doprowadzenie do temperatury powodującej zrywanie wiązań krystalicznych, powoduje natychmiast przejście w stan gazowy (przejście fazowe bez stanu ciekłego, sublimacja)

Każda cecha chemiczna substancji zależy od otoczenia i sytuacji w jakiej znajduje się substancja i nigdy nie jest absolutna i niezależna.

Tlen chemicznie aktywny w stosunku do wielu substancji jest inertny w stosunku do azotu czy platyny.

Sód uznawany za pierwiastek niezwykle reaktywny jest całkowicie bierny w przypadku parafin.