

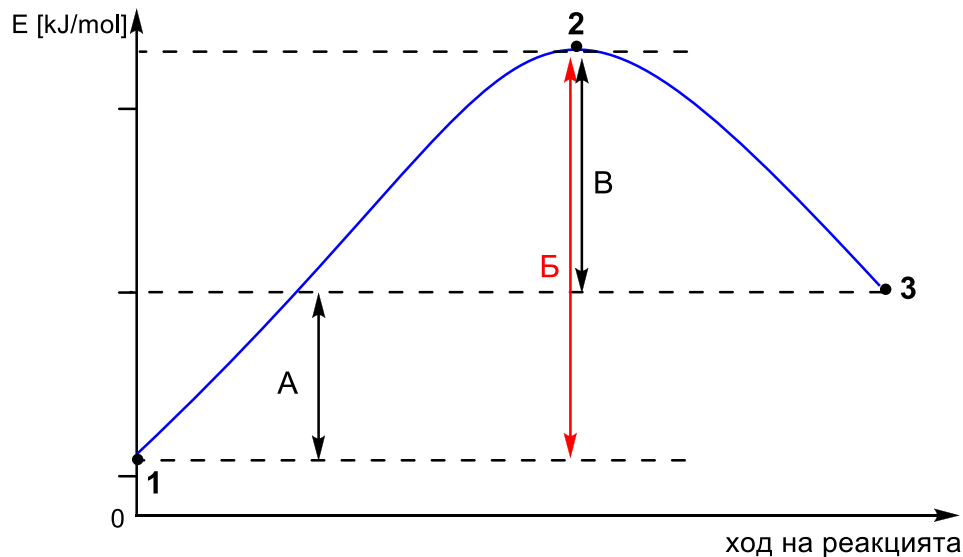
Задача 95 Ако една обратима реакция протича с ендотермичен топлинен ефект по посока на правата реакция, то коя активираща енергия е по-голяма – на правата или на обратната реакция? Подкрепете отговора си със съответни разсъждения и с енергетична диаграма!

**Решение:**

Обяснение за енергетичния ход на една химична реакция е дадено в решението на Задача НХ 094.

Активиращата енергия на правата реакция е по-голяма от тази на обратната реакция, когато обратимата реакция е ендотермична по посока на правата реакция.

Енергетичната диаграма на обратима реакция, с права ендотермична реакция (с отрицателен топлинен ефект  $Q < 0$ ) има следния вид:



Означенията на графиката са: (1) – средна енергия на частиците на изходните вещества в правата реакция; (2) – енергия на преходното (междинно) състояние; (3) – средна енергия на частиците на продуктите на правата реакция; **A** – топлинен ефект на реакцията; **Б** – активираща енергия на правата реакция; **B** – активираща енергия на обратната реакция.

Енергията на крайното състояние на системата (3) е по-висока от енергията на началното състояние (1), тъй като по условие правата реакция е ендотермична. Ендотермични са реакции, в които се поглъща топлина от околното пространство и средната енергия на продуктите е по-висока от средната енергия на изходните вещества. Според закона на Хес топлинният ефект на реакцията зависи само от енергията на началното и крайното състояние на системата и за дадената реакция се отчита с отсечката **A** в енергетичната диаграма.

Активиращата енергия на правата реакция **B** е равна на сумата от активиращата енергия на обратната реакция **B** и топлинния ефект на реакцията **A**,  $B = A + B$ , от което следва, че активиращата енергия на правата реакция **B** е по-голяма от активиращата енергия на обратната реакция **B**,  $B > B$ .

Една обратима, ендотермична реакция по посока на правата реакция, протича с по-голяма активираща енергия по посока на правата реакция, отколкото за обратната.

Състояние (1) отчита средната енергия на изходните, реагиращи вещества и състояние (3) – средната енергия на продуктите. В хода на елементарния акт на реакцията се преминава през преходно състояние (2), което е с най-висока енергия. Активиращата енергия на правата реакция  $E_a$  (означена на графиката с отсечка **B**) е разликата между енергиите на състояние (2) и състояние (1). По определение  $E_a$  е минималната енергия (2), която трябва да притежават частиците на изходните вещества за да бъде ударът между тях ефективен. Само ефективните удари водят до протичане на химична реакция.

Всяка химична реакция има специфична активираща енергия. Тя зависи от природата на веществата, тъй като е свързана със здравината на химичните им връзки. Колкото по-ниска е активиращата енергия, толкова по-бързо протича реакцията. Използва се изразът „енергетична бариера“, която трябва да се преодолее за да протече реакция. Тази бариера е активиращата енергия.

Активиращата енергия на обратната реакция  $E_{a1}$  е означена с отсечката **B** в енергетичната диаграма. Това е енергетичната бариера, която трябва да преодолеят частиците на изходните вещества в обратната реакция, състояние (3), когато се превръщат в продукти на обратната реакция, състояние (1).

Количеството топлина, което се отделя или поглъща при протичане на реакцията представлява топлинния ефект на реакцията и се означава с  $Q$ . Топлинният ефект се измерва в  $J$  или  $kJ$ . Той зависи само от началното и крайно състояние на системата, като не се влияе от междинните етапи в протичането на реакцията (закон на Хес). В зависимост от знака на топлинния си ефект химичните реакции биват екзотермични ( $+Q$ ) когато от протичането им се отделя топлина в околното пространство и ендотермични ( $-Q$ ) когато се поглъща топлина от околното пространство. Продуктите на екзотермичните реакции са по-стабилни от изходните вещества, тъй като са по-бедни на енергия. И обратно, продуктите на ендотермичните реакции са по-богати на енергия от изходните вещества и от там – по-нестабилни.