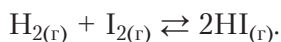


## § 22. Хімічная раўнавага

Хімічныя ўласцівасці рэчываў вы ў большасці выпадкаў вивучалі на прыкладзе *неабарачальных рэакцый*, гэта значыць ператварэнняў, якія працякаюць у вызначаных умовах толькі ў адным кірунку. Такія рэакцыі заканчваюцца, калі хаця б адзін з рэагентаў цалкам ператвараецца ў прадукт. Калі рэагенты ўзяты ў стэхіяметрычных суадносінах, то рэакцыя заканчваецца пры поўным ператварэнні ўсіх зыходных рэчываў.

Вывучыўшы матэрыял § 18, вы даведаліся, што існуе мноства *абарачальных рэакцый*, якія ў пэўных умовах правядзення працякаюць як у прамым, так і ў зваротным напрамках *адначасова*. У выніку рэакцыі працякаюць не «да канца», а да *стану раўнавагі*. Пры змяненні ўмоў працякання абарачальнай рэакцыі яе звычайна можна правесці пераважна ў прамым або зваротным напрамку.

У якасці прыкладу разгледзім *абарачальную рэакцыю* сінтэзу ёдавадароду з газападобных простых рэчываў пры тэмпературы 450 °С:



У пачатку рэакцыі ў пасудзіне знаходзяцца толькі вадарод  $\text{H}_2$  і ёд  $\text{I}_2$ .

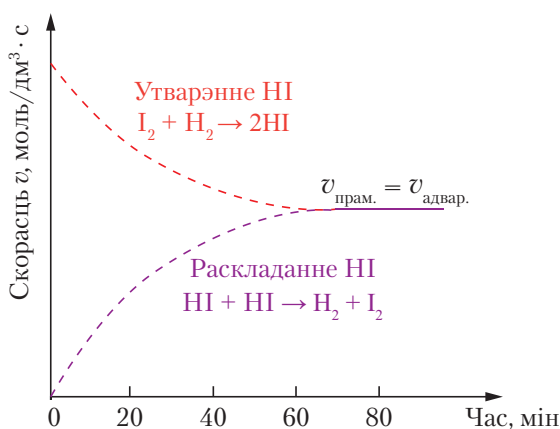
У ходзе рэакцыі іх колькасць паступова памяншаецца. З прычыны гэтага скорасць прамой рэакцыі ўтварэння  $\text{HI}$  таксама памяншаецца (мал. 49).

Адначасова павялічваецца колькасць ёдавадароду, у выніку чаго скорасць зваротнай рэакцыі (раскладання  $\text{HI}$ ) паступова павялічваецца. Праз нейкі час скорасць і прамой, і зваротнай рэакцый становяцца аднолькавымі і больш не змяняюцца:

$v_{\text{прам.}} = v_{\text{адвар.}}$

Такі стан завецца *рухомай хімічнай раўнавагай*, ці проста *хімічнай раўнавагай*.

**Хімічная раўнавага** — гэта ўстойлівы стан рэакцыйнай сумесі, пры якім прамая і зваротная рэакцыі працякаюць з аднолькавай скорасцю. У стане раўнавагі



Мал. 49. Змяненне з часам скорасцей прамой і зваротнай рэакцый у ходзе сінтэзу  $\text{HI}$

канцэнтрацыі рэагентаў і прадуктаў рэакцыі не змяняюцца з часам і называюцца *збалансаванымі*.

Хімічная раўнавага ўстанаўліваецца незалежна ад таго, як ажыццяўляецца працэс — злева направа ці справа налева. Калі ў рэактар змясціць ёдавадарод замест сумесі  $H_2$  і  $I_2$  і нагрэць яго да  $450\text{ }^\circ\text{C}$ , то праз нейкі час скорасць рэакцыі раскладання  $HI$  зраўняецца са скорасцю рэакцыі сінтэзу  $HI$ . Атрымаецца раўнаважная сумесь з такімі ж суадносінамі колькасцей  $H_2$ ,  $I_2$  і  $HI$ , як у выпадку, калі б у якасці зыходных рэчываў рэагентаў была ўзята сумесь роўных колькасцей  $H_2$  і  $I_2$ .

### *Зрушванне хімічнай раўнавагі. Прынцып Ле Шатэлье*

Такім чынам, у раўнаважным стане суадносіны колькасцей рэагентаў і прадуктаў для дадзенай рэакцыі і ў зададзеных умовах цалкам вызначаны і могуць захоўвацца бясконца доўга. Для змянення гэтых суадносін, напрыклад з мэтай павышэння выхаду прадукту, неабходна стварыць новыя ўмовы абарачальнай рэакцыі.

Зрушванне хімічнай раўнавагі — гэта працэс устанаўлення новага стану раўнавагі абарачальнай рэакцыі пры змяненні ўмоў яе працякання.

*Калі пасля змянення ўмоў правядзення абарачальнай рэакцыі скорасць прамой рэакцыі становіцца большай за скорасць зваротнай рэакцыі, то раўнавага зрушваецца ўправа: раўнаважныя канцэнтрацыі прадуктаў рэакцыі павялічваюцца, а зыходных рэчываў — памяншаюцца.*

*Калі пасля змянення ўмоў з большай скорасцю пачынае працякаць зваротная рэакцыя, то раўнавага абарачальнай рэакцыі зрушваецца ўлева: раўнаважныя канцэнтрацыі зыходных рэчываў павялічваюцца, а прадуктаў рэакцыі — памяншаюцца.*

Дасягненне рэакцыйнай сумесцю новага стану раўнавагі займае нейкі час. Новая хімічная раўнавага характарызуецца ўжо іншымі *раўнаважнымі канцэнтрацыямі* ўдзельнікаў рэакцыі.

Напрамак зрушвання хімічнай раўнавагі пры змяненні ўмоў працякання рэакцыі вызначаецца **прынцыпам Ле Шатэлье**, устаноўленым французскім вучоным А. Л. Ле Шатэлье ў 1884 годзе.

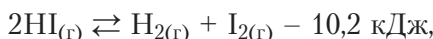
*Калі на сістэму, што знаходзіцца ў раўнавазе, аказаць знешняе ўздзеянне (змяніць тэмпературу, ціск або канцэнтрацыю), то раўнавага зрушваецца ў напрамку той рэакцыі (прамой або зваротнай), якая аслабляе аказанае ўздзеянне.*



Незалежна ад А. Л. Ле Шатэлье прынцып хімічнай раўнавагі ў абарачальных рэакцыях у 1887 годзе сфармуляваў і тэрэтычна абгрунтаваў нямецкі фізік К. Ф. Браўн. Гэты прынцып выкарыстоўваецца ў дачыненні да абарачальных рэакцый у газах, а таксама да рэакцый у растворах або да гетэрагенных рэакцый з удзелам цвёрдых і газападобных рэчываў.

### Уплыў тэмпературы

З тэрмахімічных ураўненняў, запісаных у выглядзе:



вынікае, што прамая рэакцыя сінтэзу HI ідзе з вылучэннем цеплаты, а зваротная — з паглыннаннем такой ж колькасці цеплаты.

Пры павышэнні тэмпературы хімічная раўнавага зрушваецца ў напрамку **эндатэрмічнай** рэакцыі, пры паніжэнні — у напрамку **экзатэрмічнай**.

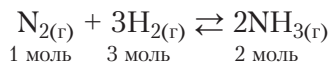
Пры павышэнні тэмпературы ў раўнаважнай сістэме ў большай ступені павялічваецца скорасць рэакцыі распаду HI з *паглыннаннем цеплаты*. Так аслабляецца награванне і памяншаецца колькасць падведзенай цеплаты (табл. 15).

Табліца 15. Раўнаважнае ўтрыманне  $\text{HI}_{(\text{г})}$  у сумесі з зыходнымі колькасцямі  $\text{H}_{2(\text{г})}$  і  $\text{I}_{2(\text{г})}$

Тэмпература, °С	100	200	300	400	500	600	700
Утрыманне HI, %	90	86	83	81	79	76	73

### Уплыў ціску ў сістэме

Пры пастаянных тэмпературы і аб'ёме ціск у сістэме прама прапарцыянальны агульнай колькасці газаў у сумесі. Калі ў ходзе хімічнай рэакцыі колькасць (моль) газаў у сістэме павялічваецца, то ціск узрастае. На прыкладзе абарачальнай рэакцыі сінтэзу аміяку:



разгледзім змяненне колькасці газаў у ходзе хімічнага ператварэння. З ураўнення рэакцыі вынікае, што:

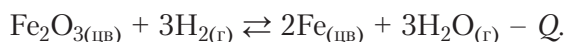
а) у выніку прамоў *рэакцыі сінтэзу* аміяку агульная колькасць газаў памяншаецца з 4 да 2 моль, з прычыны чаго ціск у сістэме паніжаецца;

б) у выніку зваротнай *рэакцыі раскладання* аміяку агульная колькасць газаў павялічваецца з 2 да 4 моль, з прычыны чаго ціск у сістэме ўзрастае.

Калі павялічыць ціск у сістэме, раўнавага зрушыцца ў бок яго паніжэння, гэта значыць памяншэння колькасці газаў пры працяканні рэакцыі ў прамым напрамку. Наадварот, пры памяншэнні ціску раўнавага зрушыцца ў зваротным напрамку для павелічэння колькасці газаў за кошт раскладання аміяку.

Калі аб'ём сістэмы можна змяніць, то павелічэнне ціску шляхам сціскання газаў прывядзе да памяншэння іх аб'ёму і зрушвання раўнавагі ў бок працякання прамой рэакцыі — узаемадзеяння азоту і вадароду.

Вядома даволі многа абарачальных рэакцый, падчас якіх агульная колькасць газаў не змяняецца. Напрыклад:



Відавочна, што ў такіх выпадках змяненне аб'ёму сістэмы або *агульнага ціску газанадобных рэагентаў і прадуктаў рэакцыі* ў ёй не ўплывае на стан хімічнай раўнавагі.

### **Уплыў канцэнтрацыі рэчываў**

Хімічную раўнавагу можна зрушыць, змяняючы *канцэнтрацыю* рэчываў, якія ўдзельнічаюць у рэакцыі. У сістэме пастаяннага аб'ёму павелічэнне канцэнтрацыі *аднаго* з рэчываў раўназначнае яго дадаванню ў рэакцыйную сумесь, а памяншэнне канцэнтрацыі рэчыва раўназначнае яго выдаленню з рэакцыйнай сумесі.

Разгледзім уплыў змянення канцэнтрацыі на стан раўнавагі рэакцыі:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD.$$

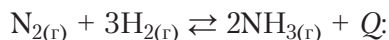
Пры павелічэнні канцэнтрацыі аднаго або абодвух зыходных рэчываў А і В скорасць прамой рэакцыі ўзрастае. Гэта прыводзіць да зрушвання раўнавагі ўправа і назапашвання прадуктаў рэакцыі (С і D).

Пры павелічэнні канцэнтрацыі аднаго або абодвух прадуктаў рэакцыі С і D скорасць зваротнай рэакцыі ўзрастае, што прыводзіць да зрушвання раўнавагі ўлева і назапашвання зыходных рэчываў А і В.

*Пры павелічэнні канцэнтрацыі зыходных рэчываў хімічная раўнавага зрушваецца ўправа, а пры іх памяншэнні — улева.*

*Пры павелічэнні канцэнтрацыі прадуктаў рэакцыі хімічная раўнавага зрушваецца ўлева, а пры іх памяншэнні — управа.*

**Прыклад 1.** Вызначце, у які бок зрушыцца хімічная раўнавага рэакцыі



а) пры павелічэнні канцэнтрацыі азоту; б) пры памяншэнні канцэнтрацыі вадароду; в) пры памяншэнні канцэнтрацыі аміяку. Аб'ём сістэмы пастаянны.

*Рашэнне.* Паколькі азот — зыходнае рэчыва, то пры павелічэнні яго канцэнтрацыі ўзрасце скорасць прамой рэакцыі, раўнавага зрушыцца ўправа, у бок утварэння  $\text{NH}_3$ .

Паколькі вадарод — зыходнае рэчыва, то пры памяншэнні яго канцэнтрацыі скорасць прамой рэакцыі панізіцца, раўнавага зрушыцца ўлева.

Паколькі аміяк — гэта прадукт рэакцыі, то пры памяншэнні яго канцэнтрацыі скорасць зваротнай рэакцыі паменшыцца, раўнавага зрушыцца ўправа, у бок яго ўтварэння.

### Уплыў каталізатара

Навошта ў раўнаважных рэакцыях выкарыстоўваюцца каталізатары?

*Каталізатары* адначасова павялічваюць скорасці прамой і зваротнай рэакцый, гэта значыць *паскараюць набліжэнне раўнавагі*.

Каталізатары *не ўплываюць на становішча хімічнай раўнавагі*, паколькі ў роўнай ступені *паскараюць як прамую, так і зваротную рэакцыі*.

Так, на малюнку 49 на с. 120 відаць, што без каталізатара стан раўнавагі пры  $450\text{ }^\circ\text{C}$  для рэакцыі сінтэзу  $\text{HI}$  дасягаецца на працягу гадзіны. Пры выкарыстанні каталізатара раўнавага ў гэтай рэакцыі дасягаецца за секунды нават пры тэмпературы каля  $350\text{ }^\circ\text{C}$ .

Калі на сістэму, якая знаходзіцца ў раўнавазе, аказаць знешняе ўздзеянне (змяніць тэмпературу, ціск ці канцэнтрацыю аднаго з рэчываў), то раўнавага зрушваецца ў напрамку той рэакцыі (прамой або зваротнай), якая аслабляе аказанае ўздзеянне.

Каталізатары паскараюць дасягненне хімічнай раўнавагі, але не ўплываюць на яе стан.

### Пытанні, заданні, задачы

- Напішыце ўраўненні трох абарачальных рэакцый.
- Які стан рэакцыйнай сумесі называецца хімічнай раўнавагай?

3. Які працэс называецца зрушваннем хімічнай раўнавагі?
4. Сфармулюйце прынцып Ле Шатэлье.
5. Растлумачце сэнс выразу: «Хімічная раўнавага зрушылася ў бок прамой рэакцыі (управа)». Як пры гэтым змяніліся канцэнтрацыі рэагуючых рэчываў?
6. Як уплывае змяненне тэмпературы на стан раўнавагі, калі ў прамым напрамку працякае а) эндатэрмічная, б) экзатэрмічная хімічная рэакцыя?
7. Як уплывае памяншэнне аб'ёму сістэмы на стан раўнавагі рэакцый, пры працяканні якіх агульная колькасць (моль) газападобных прадуктаў павялічваецца?
8. У які бок зрушыцца хімічная раўнавага  $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(r)} + Q$ : а) пры ахалоджанні рэакцыйнай сумесі; б) пры павелічэнні канцэнтрацыі кіслароду; в) пры выкарыстанні каталізатара; г) пры павелічэнні ціску?
9. У які бок зрушыцца хімічная раўнавага ў сістэме  $\text{C}_{(\text{цв})} + \text{CO}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(r)} - Q$ : а) пры павелічэнні тэмпературы; б) пры павелічэнні аб'ёму сістэмы (памяншэнні ў ёй ціску); в) пры павелічэнні канцэнтрацыі чаднага газу?
10. У закрытую пасудзіну змясцілі сумесь  $\text{SO}_2$  і  $\text{O}_2$  з канцэнтрацыяй 0,04 і 0,03 моль/дм<sup>3</sup> адпаведна. Пасля ўстанаўлення раўнавагі ў рэакцыйнай сумесі  $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(r)}$  у пасудзіне ўтварыўся  $\text{SO}_3$ , канцэнтрацыя якога — 0,025 моль/дм<sup>3</sup>. Вызначце раўнаважныя канцэнтрацыі  $\text{SO}_2$  і  $\text{O}_2$ .



### Практычная работа 1. Хімічныя рэакцыі

*Рэактывы:* цынк, жалеза, медзь і вугаль; кіслоты — серная і хлоравадародная; гідраксіды — натрыю і кальцыю; солі калію — хларыд, сульфат і карбонат; солі медзі(II) — сульфат і хларыд; фенолфталеін.

Правядзіце хімічныя рэакцыі згодна з заданнямі 1–4, складзіце ўраўненні рэакцый і ахарактарызуйце кожную з іх па прыкметах: 1) суадносіны колькасці і саставу зыходных рэчываў і прадуктаў рэакцыі; 2) змяненне ступеней акіслення атамаў; 3) вылучэнне ці паглыннанне цеплаты; 4) напрамак працякання рэакцыі; 5) удзел каталізатара; 6) наяўнасць мяжы падзелу фаз (гл. § 18).

Ва ўраўненні акісляльна-аднаўленчых рэакцый расстаўце каэфіцыенты. Пакажыце акісляльнікі і адноўнікі.

**Заданне 1.** Распаліце ў полымі спіртоўкі вугольчык, скарыстаўшыся пінцэтам. Пакладзіце вугольчык у фарфоравы кубак. Праз нейкі час паднясіце да яго далонь, адчуйце вылучэнне цеплаты. Адзначце прыкметы рэакцыі.

**Заданне 2.** Раствор шчолачы з 1–2 кроплямі індыкатару нейтралізуйце кіслатой.

**Заданне 3.** Правядзіце рэакцыю солі медзі(II) з металам, які ёсць у наяўнасці.

**Заданне 4.** Правядзіце любыя дзве рэакцыі паміж складанымі рэчывамі, якія ў вас ёсць.