

Scientific journal
PHYSICAL AND MATHEMATICAL EDUCATION
Has been issued since 2013.

ISSN 2413-158X (online)
ISSN 2413-1571 (print)

Науковий журнал
ФІЗИКО-МАТЕМАТИЧНА ОСВІТА
Видається з 2013.



<http://fmo-journal.fizmatsspu.sumy.ua/>

Сільвейстр А.М. Використання елементів курсу теоретичної фізики для формування природничо-наукових знань у майбутніх учителів хімії і біології // Фізико-математична освіта : науковий журнал. – 2016. – Випуск 1(7). – С. 151-160.

Silveyst A. Using the course of theoretical physics for the formation of scientific knowledge at the future teachers of chemistry and biology // Physics and Mathematics Education : scientific journal. – 2016. – Issue 1 (7). – P. 151-160.

УДК 378.016:530

А.М. Сільвейстр

*Вінницький державний педагогічний університет
імені Михайла Коцюбинського, Україна*

ВИКОРИСТАННЯ ЕЛЕМЕНТІВ КУРСУ ТЕОРЕТИЧНОЇ ФІЗИКИ ДЛЯ ФОРМУВАННЯ ПРИРОДНИЧО-НАУКОВИХ ЗНАТЬ У МАЙБУТНІХ УЧИТЕЛІВ ХІМІЇ І БІОЛОГІЇ

Постановка проблеми. Вивчення студентами хімічних і біологічних спеціальностей деяких питань курсу хімії передбачає опанування знань з теоретичного курсу фізики. Саме теоретичну основу курсу хімії складають такі розділи теоретичної фізики як квантова механіка та статистична фізика і термодинаміка. Квантова механіка допомагає у вивченні теорії атомів і молекул, реалізує теорію хімічного зв'язку, розкриває природу хімічних реакцій, відображає хвильові властивості електрона (рівняння Шредінгера), дає наукове тлумачення корпускулярно-хвильового дуалізму тощо. Курс статистичної фізики і термодинаміки допомагає студентам набути знань про статистичні характеристики та закономірності термодинамічних процесів: статистичне означення ентропії, третє начало термодинаміки (теплова теорема Нернста), характеристичні функції та термодинамічні потенціали тощо.

Раніше зазначалося, що курс фізики для даних спеціальностей повинен бути простий і доступний, але в той час і не спрощеним, достатньо повним для відображення сутності фізичних, хімічних і біологічних теорій та процесів. В курсі загальної фізики в основному накопичуються знання про основні фізичні явища, фундаментальні досліди, основні закони. Хоча в ньому і вивчаються елементи фізичної теорії, але в цілому у курсі здійснюється так званий феноменологічний підхід, тобто робиться наголос на самі явища, показ їх на дослідах, вивчення окремих законів. Використання елементів курсу теоретичної фізики допоможе студентам вияснити деякі важливі методологічні і світоглядні питання фізики та встановити взаємозв'язок фундаментальних фізичних теорій у хімічних і біологічних науках.

Аналіз актуальних досліджень. Фізичні теорії розглядаються у працях А.І. Ансельма, Г.О. Бугаєнка, А.С. Василевського, Є.Ф. Венгера, Л.Д. Ландау,

Є.М. Ліфшиця, О.В. Мельничука, В.В. Мултановського, М.І. Шута, І.Р. Юхновського та ін.

Мета статті: теоретично обґрунтувати та показати роль курсу теоретичної фізики для формування природничо-наукових знань у майбутніх учителів хімії і біології.

Виклад основного матеріалу. Як зазначає ряд науковців та авторів підручників і посібників з теоретичних курсів фізики, що теорія є однією і керуючою формою знання для всіх наук. В епоху суспільного розвитку здійснюється пізнання людиною навколишнього світу за рахунок наукової теорії, яка служить для використання, примноження та передачі знань наступним поколінням.

М.В. Міцкевич [4, с. 5] зазначає: «із досліду, експерименту, ми черпаємо крихти наших знань і дослідом перевіряємо теоретичні висновки і припущення. Однак без теорії нам просто нічого було б перевіряти, ні застосовувати на практиці. Теорія свого роду мозок фізики, як, втім, і будь-якої іншої науки. Її завдання – коротко і ясно записати (сформулювати) те, що продиктував експеримент, і зробити це так, щоб одразу стали видні всі наслідки, щоб було зрозуміло, яких деталей не вистачає, які нові досліді необхідні».

В.В. Мултановський у посібнику [6, с. 6-7] наводить три функції теорії:

1. Використання наявних знань людиною в практичній діяльності. Практика висуває багато задач, розв'язання яких не міститься у накопичених емпіричних фактах, хоча їх дуже багато і вони різноманітні. Теорія містить в собі відповідь на будь-яку задачу, яка відноситься до області її застосування.

2. Примноження, здобуток знань. Проведення експериментальних досліджень, які тісно пов'язані з теорією.

3. Передача, накопичених людством, знань наступним поколінням. Знання цілеспрямовано передаються при навчанні під час викладення теорії в тому чи іншому навчальному курсі.

Вивчаючи курси загальної хімії, фізичної і колоїдної хімії, студенти знайомляться з теорією хімічного зв'язку і будовою молекул на основі теорії Шредінгера. Деякі розрахунки абсолютних значень ентропії і сталих рівноваги проводяться на основі постулату Планка та ін. [8, с. 3]. Ми розглянемо тільки деякі висновки, до яких приводить викладання деяких питань теоретичної фізики для формування фундаментальних знань та природничо-наукової картини світу у майбутніх учителів хімії і біології.

Розглядаючи деякі елементи квантової механіки в курсі загальної фізики, ми звертаємо увагу студентів на те, що закони руху мікрочастинок встановлюються квантовою механікою. Квантова механіка дозволяє зрозуміти і розрахувати будь-які явища на атомно-молекулярному рівні, починаючи з будови електронних оболонок атомів, процесів випромінювання і поглинання світла атомами і закінчуючи властивостями атомів і молекул, їх хімічними взаємодіями. На відміну від координатно-імпульсного способу задання стану в класичній механіці, в квантовій механіці стан задається деякою функцією просторових координат і часу. Цю функцію називають хвильовою і позначають $\psi(x, y, z, t)$. Тобто, замість рівняння Ньютона, яке часто використовується в якості основного закону для визначення стану конкретних систем, застосовують рівняння Шредінгера [8, с. 10-11]. Наприклад, так як електрон виявляє властивості хвилі, то його стан в атомі можна описати за допомогою хвильової функції ψ , яка знаходиться із розв'язку рівняння Шредінгера:

$$i\hbar \frac{\partial \psi(r, t)}{\partial t} = \hat{H} \psi(r, t), \quad (1)$$

де \hat{H} - оператор повної енергії (гамільтоніан), який дорівнює: $\hat{H} = -\frac{\hbar^2}{2m}\nabla^2 + U(x, y, z)$.

$$i\hbar \frac{\partial \psi}{\partial t} = -\frac{\hbar^2}{2m}\nabla^2 \psi + U(x, y, z)\psi, \quad (2)$$

де $\nabla^2 = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}$ – оператор Лапласа; $\hbar = \frac{h}{2\pi}$ – стала Планка; m – маса мікрочастинки; $U(x, y, z)$ – потенціальна енергія мікрочастинки; x, y, z – координати мікрочастинки.

Рівняння (1) і (2) представляють загальне рівняння Шредінгера. Основною особливістю загального рівняння Шредінгера є наявність уявної одиниці перед похідною $\frac{\partial \psi}{\partial t}$. Внаслідок уявності, коефіцієнт перед $\frac{\partial \psi}{\partial t}$ у загальному рівнянні Шредінгера, будучи рівнянням першого порядку за часом, може мати періодичні розв'язки [3, с. 25].

У 1927 році були отримані точні розв'язки рівняння Шредінгера для атома водню (Гідрогену). Дані розв'язки дають можливість з'ясувати поняття атомної орбіталі, квантових чисел і квантування енергії, які є фундаментальними поняттями у сучасній теорії валентності. Звертаємо увагу студентів, що рівняння Шредінгера для електрона в атомі водню буде мати вигляд:

$$\nabla^2 \psi + \frac{2m}{\hbar^2}(E + U(x, y, z))\psi = 0, \quad (3)$$

де E – величина енергії для будь-якого певного значення ψ ; $U(x, y, z) = -\frac{e^2}{r}$ – потенціальна енергія електрона; r - відстань між частинками (електроном і протоном).

Для багатоелектронних атомів користуються наближеними розв'язками рівняння Шредінгера, які забезпечили обґрунтування квантових чисел. Таким чином, хвильова функція, що описує рух електрона, залежить від трьох квантових чисел: n, l, m . Щоб ця функція була скінченна, неперервна і однозначна, всі квантові числа повинні бути цілими [8, с. 18]. Звертаємо увагу майбутніх учителів хімії і біології на те, що існує четверте квантове число – спінове s , але воно не входить до рівняння Шредінгера.

При розгляді даного питання важливо звернути увагу студентів ще й на те, що енергія частинки, для якої справедливі закони квантової механіки може приймати тільки ряд строго певних значень, які характеризуються цілим коефіцієнтом n . У цьому випадку говоримо, що енергія електрона, який рухається відносно ядра, квантується. При цьому параметр n може бути ототожнений з головним квантовим числом атома в теорії Бора:

$$E = -\frac{2\pi^2 m e^4}{h^2} \frac{1}{n^2}. \quad (4)$$

Так як енергія електрона в атомі водню визначається головним квантовим числом n і не залежить від інших квантових чисел, то може бути декілька станів електрона з однаковою енергією. Такі стани називаються виродженими. Виродження зникає під дією на електрон в атомі зовнішнього електричного і магнітного полів [7, с. 45; 8, с. 19]. Введення головного квантового числа і передбачення про квантування енергії є одним із основних постулатів теорії Бора. В квантовій механіці це положення служить необхідною умовою для розв'язку радіальної частини хвильового рівняння

Шредінгера [8, с. 18].

Як зазначалося вище, рівняння Шредінгера дає можливість з'ясування поняття атомної орбіталі. Одноелектронні хвильові функції ψ для атома водню часто називають атомними орбіталями. Вони описують просторовий розподіл електронної густини навколо ядра. Стан атома або молекули, коли всі електрони знаходяться на найнижчому допустимому рівні, називається основним або незбудженим [8, с. 18]. Також необхідно зазначити, що кожній орбіталі відповідає певний набір квантових чисел; для атомів залишається справедливим принцип Паулі; на кожній орбіталі може перебувати не більше двох електронів з протилежно напрямленими спінами полів [7, с. 89].

Користуючись кантовими підходами, ми можемо довести принцип Паулі, який говорить, що два електрони не можуть перебувати в одному квантовому стані. Для цього ми скористаємося антисиметричною хвильовою функцією. Як відомо, що симетрія або антисиметрія залежить від природи частинок. Ті частинки, спін в яких напівцілий, називаються ферміонами і описуються антисиметричними хвильовими функціями. Електрон як частинка відноситься до ферміонів. Антисиметрична хвильова функція для двох частинок:

$$\psi_{i,k}^{\phi}(\vec{r}_1, \vec{r}_2) = \varphi_i(\vec{r}_1)\varphi_k(\vec{r}_2) - \varphi_i(\vec{r}_2)\varphi_k(\vec{r}_1). \quad (5)$$

Припустимо, що два ферміони (електрони) перебувають в одному квантовому стані, наприклад i -му, то їх хвильова функція буде мати вигляд:

$$\psi_{i,i}^{\phi}(\vec{r}_1, \vec{r}_2) = \varphi_i(\vec{r}_1)\varphi_i(\vec{r}_2) - \varphi_i(\vec{r}_2)\varphi_i(\vec{r}_1) \equiv 0. \quad (6)$$

З виразу (6) видно, що ($\equiv 0$) за означенням такого стану не існує. Отже, немає двох ферміонів, які б могли перебувати в одному квантовому стані.

У вище названих курсах хімії важливе значення для майбутніх учителів хімії і біології також мають місце елементи статистичної фізики і термодинаміки. В курсі «Фізична і колоїдна хімія» під час розгляду розділів «Основи термодинаміки», «Термохімія», «Хімічна рівновага», «Фазова рівновага і фізико-хімічний аналіз» студенти розглядають рівняння Гіббса-Гельмгольца, закони термодинаміки (статистичний характер другого закону термодинаміки), оборотні і необоротні процеси, термодинамічні характеристичні функції (внутрішня енергія, ентропія, вільна енергія, ентальпія) і потенціали (термодинамічний потенціал Гіббса, великий термодинамічний потенціал Гіббса) та у курсі «Загальна хімія» в розділі «Енергетика і направленість хімічних процесів» мають місце питання, пов'язані з термодинамічними характеристичними функціями та потенціалами.

Як приклад, розглянемо поняття ентропії, яке має широке значення для хімічних і біологічних процесів. Наголошуємо, що дане поняття є виключно статистичним поняттям, оскільки визначається логарифмом числа мікростанів, що реалізують рівноважний стан:

$$S = k \ln W, \quad (7)$$

де k – стала Больцмана; $W = \frac{\Delta\Gamma}{h^s}$ – число мікростанів в об'ємі фазового простору.

Дуже важливо відзначити, що поняття ентропії строго можна ввести лише для ізольованої макроскопічної системи, що перебуває в стані термодинамічної рівноваги. Таким чином, поняття ентропії є виключно статистичним поняттям, тобто таким, яке можна застосовувати лише для систем, що складаються з дуже великого числа частинок. Так як число можливих рівноважних мікростанів W завжди більше одиниці, то і ентропія системи теж завжди додатна ($W \geq 1$, то $S \geq 0$).

Звертаємо увагу студентів і на те, що ентропія є мірою інформації і мірою хаосу в системі. Якщо інформація про систему (координати та проекції імпульсів всіх частинок системи будуть відомі з максимально можливою точністю) буде максимально можливою, то ентропія системи буде мінімальною. І навпаки, якщо інформація про систему (координати та проекції імпульсів всіх частинок системи будуть відомі з меншою точністю) буде мінімально можливою, то ентропія системи буде максимальною. Таким чином, зростання ентропії призводить до зменшення інформації про мікростан системи, при цьому максимальна ентропія відповідає мінімальній інформації.

При зростанні ентропії невизначеність координат та проекцій імпульсів частинок системи збільшується, фазова точка системи може рухатись в більшому за величиною об'ємі фазового простору $\Delta\Gamma$, тобто хаос в системі при цьому зростає.

На основі кількісних співвідношень можна показати, що ентропія є мірою хаосу в системі. Для цього можна скористатися виразом статичного інтегралу z для ідеального газу, що знаходиться в об'ємі V і містить N частинок та виразом, який дає визначення вільної енергії системи F :

$$F = -\theta \ln z. \quad (8)$$

Після деяких математичних перетворень отримаємо вираз для вільної енергії:

$$F = -NkT \left(\ln \frac{V}{N} + \frac{3}{2} \ln T + \ln \left(\frac{2\pi mk}{h^2} \right)^{\frac{3}{2}} + 1 \right). \quad (9)$$

Маючи вираз для вільної енергії системи, легко знайти ентропію системи:

$$S = -\frac{\partial F}{\partial T} = Nk \left(\ln \frac{V}{N} + \frac{3}{2} \ln T + \ln \left(\frac{2\pi mk}{h^2} \right)^{\frac{3}{2}} + \frac{5}{2} \right). \quad (10)$$

Вираз (10) дійсно демонструє зв'язок ентропії з мірою хаосу, оскільки з цієї формули видно, що ентропія зростає, коли зростає об'єм V (збільшуються невизначеності координат частинок), а також коли зростає температура системи T (збільшуються невизначеності проекцій імпульсів частинок). З виразу (10) видно, що ентропія є величиною адитивною (оскільки ентропія у цій формулі пропорційна числу частинок N , а концентрація газу $\frac{N}{V}$ залишається постійною).

Студентам наголошуємо, ентропія виступає як критерій напряму процесу і як критерій рівноваги, що має важливе значення для хімічних і біологічних систем. Із підвищенням температури ентропія зростає тому що збільшується хаотичність рухів. Зростання ентропії спостерігається при плавленні і сублімації кристалу, при кипінні рідини, тому що в цих процесах зменшується упорядкованість системи. З підвищенням температури посилюється рух частинок, послаблюються зв'язки між атомами в молекулах, відбувається їх дезінтеграція (реакції розкладання) [2, с. 44]. Чим більша ентропія, тим стійкіша система. Це стосується не тільки хімічних процесів, але й усіх інших.

Щодо біологічних об'єктів, то це є відкриті системи. Кожний живий об'єкт бере з навколишнього середовища поживні речовини, кисень тощо, які мають низьку величину ентропії, і віддає в середовище продукти розкладання – речовини з більш високими величинами ентропії. Отже, живий організм не можна розглядати як ізольовану систему, а тільки в єдності з навколишнім середовищем. Якщо організм ізолювати від середовища, то відбуватимуться тільки процеси, які

супроводжуватимуться зростанням ентропії, і організм загине [2, с. 50].

Незалежно від того, містить ізольована система в собі живий організм чи в ній його немає, в окремих частинах цієї системи може зменшуватися ентропія, а в окремих – збільшуватися. Це не суперечить другому закону термодинаміки. У цілому ентропія системи буде сталою для оборотних процесів, або збільшуватиметься – для необоротних. Також необхідно зазначити, що живий організм не перебуває в рівновазі з середовищем [2, с. 50].

Згідно з статистичним означенням (6) ентропія буде максимальною в рівноважному стані, а це значить, що в будь-якому нерівноважному стані ентропія буде меншою, ніж в стані термодинамічної рівноваги. У зв'язку з тим, що замкнута система спонтанно, в силу теплового руху, приходить до рівноважного стану, то ентропія нерівноважних систем у процесі встановлення рівноваги зростає. Таким чином, ми підводимо студентів до визначення закону зростання ентропії: для всіх замкнутих систем, які реалізуються в природі, ентропія ніколи не зменшується – вона або зростає, або, в граничному випадку, залишається постійною. У відповідності з цим, всі процеси, які відбуваються з макроскопічними тілами, прийнято поділяти на необоротні і оборотні. Студентам акцентуємо увагу, якщо ентропія в ході якогось процесу зберігається сталою, то процес є оборотним, якщо зростає – процес необоротний. Зрозуміло, що повністю оборотний процес є фізичною ідеалізацією. Всі реальні процеси в природі можуть бути оборотними лише з тією чи іншою точністю.

Розглядаючи другий принцип термодинаміки, студентам наголошуємо, що це загальний закон природи, дія якого поширюється на різні системи. Незважаючи на його різні формулювання, всі вони вважаються рівноцінними. Другий принцип термодинаміки має статистичний характер і застосовується тільки для систем, які складаються з великої кількості частинок. Статистичний характер другого принципу термодинаміки впливає із зв'язку з ентропією, яка як функція стану системи має статистичний зміст.

Тенденція до зростання ентропії визначає напрямок всіх різноманітних процесів в природі. Вони протікають так, що повна ентропія системи збільшується. Це є закон зростання ентропії і він доповнює закон збереження енергії. Закон зростання ентропії вказує напрямок потоку тепла або певної хімічної реакції, він визначає, куди рухатися молекулам стиснутого газу при наявності вільного простору [4, с. 75].

На відміну від першого принципу термодинаміки, який має однакову форму запису, як для оборотних процесів, так для необоротних – другий принцип термодинаміки має різні форми запису:

- для оборотних процесів:

$$dS = \frac{\delta Q}{T}; \quad (11)$$

- для необоротних процесів:

$$dS > \frac{\delta Q}{T}; \quad (12)$$

- об'єднаний:

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}, \quad (13)$$

де знак рівності відповідає оборотним процесам, знак нерівності – необоротним.

Звертаємо увагу студентів на те, що в оборотних процесах другий закон термодинаміки виступає як закон існування й збереження ентропії, для необоротних – це закон існування й зростання ентропії.

Важливим для студентів буде і те, що на відміну від першого закону термодинаміки, який стосується будь-яких малих і великих систем, другий закон, який має статистичний характер, не можна застосовувати до мікросистем і до процесів космічного масштабу. Неприпустима абсолютизація та екстраполяція другого закону на Всесвіт привели до хибної гіпотези про скінченність Всесвіту, що суперечить даним науки [2, с. 50-51].

Переходячи до систем великого розміру, ми наштовхуємося на межі застосування другого принципу термодинаміки. Всі знання про термодинамічні рівноважні стани і про наближення ентропії до максимуму справедливі для обмежених систем. Виникають сумніви в тому, чи застосовні ці закономірності до протяжних систем, а тим більше до нескінченного Всесвіту.

З закону зростання ентропії слідує, якщо в початковий момент часу ізольована система перебувала в нерівноважному стані, то найбільш імовірним результатом в наступний момент часу буде перехід в більш рівноважний стан з більшою ентропією. Отже, вважаючи Всесвіт ізольованою системою, можна повторити висновок, зроблений Р. Клаузіусом в 1865 році, що Всесвіт прямує до стану термодинамічної рівноваги, тобто прямує до стану, в якому зникнуть будь-які теплові потоки інтенсивних величин, зникне життя.

Критику цієї теорії дав Ф. Енгельс в «Діалектиці природи» [5, с. 362-363]. Критика Ф. Енгельса базується на тому, що Всесвіт не можна вважати ізольованою системою і не можна застосовувати закон збереження ентропії.

На завершення розглянутого питання звертаємо увагу студентів на те, що теоретична і експериментальна фізика довела статистичний характер другого начала термодинаміки, яке було абсолютизоване Клаузіусом.

Для хімічних процесів важливе значення має вільна енергія системи. Дане поняття у статистичній фізиці і термодинаміці ми вводимо, користуючись виразом (8), а більш детально розглядаємо при вивченні термодинамічних характеристичних функцій. Під вільною енергією розуміють ту частину енергії, яку можна перевести в корисну роботу. Вираз для вільної енергії можна представити у вигляді:

$$F = U - TS . \tag{14}$$

Продиференціювавши вираз (14)

$$dF = dU - TdS - SdT \tag{15}$$

та скориставшись виразом основної термодинамічної тотожності

$$TdS = dU + \delta W \tag{16}$$

і виділивши із роботи δW роботу по розширенню газу

$$\delta W = pdV + \sum_{i=1}^n A_i da_i \tag{17}$$

(штрих у сумі $\sum_{i=1}^n A_i da_i$ означає, що з неї виключено роботу, пов'язану з розширенням газу, тобто цей вираз включає роботу всіх сил, крім сил тиску) після деяких математичних перетворень отримуємо:

$$dF = -SdT - pdV - \sum_{i=1}^n A_i da_i . \tag{18}$$

Розглянувши ізотермічний процес, коли $T = const$, маємо:

$$-(dF)_T = pdV + \sum_{i=1}^n A_i da_i = \delta W . \tag{19}$$

З цієї формули можемо зробити висновок, що в оборотних (рівноважних)

процесах зменшення вільної енергії дорівнює максимально корисній роботі. Тобто, в ізотермічних процесах робота виконується системою не за рахунок зменшення внутрішньої енергії U , а за рахунок зменшення вільної енергії системи F . В ізотермічних процесах вільна енергія відіграє таку ж роль як і внутрішня енергія при адіабатичних процесах. Під час хімічних реакцій, як правило, єдиною формою роботи є робота розширення. Але для ряду процесів характерні й інші форми роботи – робота збільшення поверхні, електрична робота в гальванічному елементі тощо [2, с. 45].

Для необоротних процесів

$$dF \leq -SdT - pdV - \sum_{i=1}^n A_i da_i. \quad (20)$$

Якщо має місце довільний ізотермічний процес, то

$$-(dF)_T \leq pdV + \sum_{i=1}^n A_i da_i = \delta W. \quad (21)$$

Це означає, що зменшення вільної енергії визначає максимальну ізотермічну роботу системи.

Якщо в системі підтримувати постійну температуру, об'єм й інші зовнішні параметри a_i , то $dF \leq 0$. Відповідно в таких умовах вільна енергія або стала, або зменшується до тих пір, поки система не перейде в стан термодинамічної рівноваги. В стані стійкої рівноваги вільна енергія бути мати мінімальне значення. Все це зумовлює широке застосування цієї характеристичної функції для вивчення хімічних реакцій в рідкому середовищі, електрохімічних явищах, фазових переходах тощо. Як тільки вільна енергія системи досягає екстремального значення, реакція або процес переходу речовини з одного агрегатного стану в інший припиняється. Автори [1, с. 92] зазначають, що математичне дослідження цих питань дозволяє знайти практично важливі закономірності, наприклад, рівноважне відношення мас речовин, що реагують і т.д.

Важливим є те, що в довільних процесах вільна енергія безперервно зменшується, а там, де довільний процес утруднений, його виникненню сприяє людина. Як приклад, можна навести використання енергії природного палива, яка з хімічної форми перетворюється в теплову.

Висновки. Ми розглянули деякі приклади використання елементів теоретичної фізики на заняттях із загального курсу фізики у майбутніх учителів хімії і біології. Використання елементів теоретичної фізики на заняттях сприяє оволодінню основними законами теорії, які сформульовані мовою математики та зробити відповідні висновки, що ведуть до збагачення природничо-науковими знаннями, розвивають мислення студентів та інтенсифікують навчальний процес. Такий підхід дозволяє доповнити вивчення матеріальної структури, що складає теоретичну базу хімічних і біологічних процесів.

Список використаних джерел

1. Василевский А.С. Статистическая физика и термодинамика: Учеб. пособие для студентов физ.-мат. фак. пед. ин-тов /А.С. Василевский, В.В. Мултановский. – М.: Просвещение, 1985. – 256 с.
2. Каданер Л.И. Физическая и коллоидная химия /Л.И. Каданер. – 2-е изд., перераб. и доп. – К.: Вища школа, 1983. – 287 с.
3. Квантова механіка (Конспект лекцій): Посібник для студентів вищих навчальних педагогічних закладів освіти /Автори-укладачі: А.Ф. Недибалюк, А.М. Сільвейстр, В.І. Солоненко. – Вінниця: ТОВ Фірма «Планер», 2008. – 90 с.

4. Линднер Г. Картины современной физики / Г. Линднер. Пер. с нем. Ю.Г. Рудого. Предисл. Н.В. Мицкевича. – М.: «Мир», 1977. – 272 с.
5. Маркс К. Сочинения: Издания второе. Т. 20 / К. Маркс, Ф. Энгельс. – М.: Госполитиздат, 1961. – 827 с.
6. Мултановский В.В. Курс теоретической физики. Том 1. Классическая механика. Основы специальной теории относительности. Релятивистская механика / В.В. Мултановский. – М.: Просвещение, 1988. – 304 с.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів / Н.В. Романова. – Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1988. – 480 с.
8. Стромберг А.Г. Физическая химия: Учеб. пособие для вузов / А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко. Под ред. А.Г. Стромберга. – М.: Высшая школа, 1973. – 480 с.

Анотація. Сільвейстр А.М. Використання елементів курсу теоретичної фізики для формування природничо-наукових знань у майбутніх учителів хімії і біології.

У статті розглядаються питання пов'язані з використанням елементів курсу теоретичної фізики під час вивчення дисципліни «Фізика» у майбутніх учителів хімії і біології. Теоретично обґрунтовується та вказується роль курсу теоретичної фізики для формування природничо-наукових знань у майбутніх учителів хімії і біології. Звертається увага на висновки, до яких призводить викладання деяких питань теоретичної фізики для формування природничо-наукової картини світу у студентів нефізичних спеціальностей педагогічних університетів. Такий підхід до вивчення курсу фізики допоможе студентам виявити деякі важливі методологічні і світоглядні питання фізики та встановити взаємозв'язок фундаментальних фізичних теорій у хімічних і біологічних процесах.

Ключові слова: теоретична фізика, курс фізики, природничо-наукові знання, наукова картина світу, теорії, процеси.

Аннотация. Сильвейстр А. Н. Использование элементов курса теоретической физики для формирования естественнонаучных знаний у будущих учителей химии и биологии.

В статье рассматриваются вопросы, связанные с использованием элементов курса теоретической физики при изучении дисциплины «Физика» в будущих учителей химии и биологии. Теоретически обосновывается и указывается роль курса теоретической физики для формирования естественнонаучных знаний у будущих учителей химии и биологии. Обращается внимание на выводы, к которым приводит преподавания некоторых вопросов теоретической физики для формирования естественнонаучной картины мира у студентов нефизических специальностей педагогических. Такой подход к изучению курса физики поможет студентам выявить некоторые важные методологические и мировоззренческие вопросы физики и установить взаимосвязь фундаментальных физических теорий в химических и биологических процессах.

Ключевые слова: теоретическая физика, курс физики, естественнонаучные знания, научная картина мира, теории, процессы.

Abstract. Silveystr A. Using the course of theoretical physics for the formation of scientific knowledge at the future teachers of chemistry and biology.

This article discusses issues related to the use of elements of theoretical physics

course in the study course "Physics" at the future teachers of chemistry and biology. Theoretically substantiated and indicate the role of theoretical physics course for the formation of scientific knowledge at the future teachers of chemistry and biology. Attention is drawn to the conclusions, which leads teaching some of the issues of theoretical physics for the formation of natural scientific picture of the world at students of pedagogical specialties nonphysical. This approach to the study of physics course will help students to find out some important methodological and philosophical problems of physics and to establish the relationship of fundamental physical theories in chemical and biological processes.

Keywords: *theoretical physics, physics course, natural sciences, scientific picture of the world, theory, processes.*