

УДК: 371. 13. 036: 53

АКМЕОЛОГІЧНИЙ ПІДХІД У ВИВЧЕННІ ОКРЕМИХ ПИТАНЬ АТОМНОЇ ФІЗИКИ

Садовий Микола Ілліч
Суховірська Людмила Павлівна
Трифоновна Олена Михайлівна
м.Кіровоград

У даній статті увага приділена дослідженню акмеологічного підходу в сучасній освіті. Нами встановлена раціональність його застосування при вивченні фізики в загальноосвітніх навчальних закладах. Розроблені методики навчання питань атомної фізики на основі зазначеного підходу.

Ключові слова: акмеологічний підхід, методика навчання, вивчення атомної фізики.

Поняття акмеології пов'язане зі створенням психолого-педагогічних умов досягнення успіху – найвищої «точки» в осягненні чогось [2]. Звідси бере початок акмеологічний підхід у сучасній освіті, розвиток якої однозначно визначається гуманістичною парадигмою. У нашому дослідженні складовими цього підходу: є інструментарій досягнення мети – діагностичні методи; педагогічні умови досягнення найвищої «точки» навчальних результатів; методична готовність учителя та психологічна готовність суб'єктів навчання до отримання найкращих результатів; модель навчального матеріалу, який забезпечить ефективне досягнення кращого результату. На нашу думку, такий підхід забезпечить самореалізацію особистісно-індивідуального підходу у навчанні.

Тому *мета* даної статті полягає в дослідженні раціональності застосування акмеологічного підходу при вивченні фізики в загальноосвітній школі, зокрема розроблені методики навчання питань атомної фізики.

Деякі аспекти поняття акмеології висвітлені в працях багатьох педагогів (А.О. Деркач, В.Г. Зазакін, В.В. Радул, А.Б. Рацул та ін. [1; 5; 6]). Були зроблені й окремі спроби застосування акмеологічного підходу до навчання фізико-технічним та природничим дисциплінам, але належної реалізації вони не мали. Проте використання акмеологічного підходу в методиці

фізики є перспективним. Ми пропонуємо розглянути методичну та модельну складові підходу на прикладі вивчення електронних властивостей атомів у шкільному курсі фізики.

Загальні властивості поняття атома вивчаються у курсі фізики, хімії та природознавства основної школи. Традиційно атоми поділяють на легкі, складні та важкі. Складні атоми мають десятки електронів, а важкі нараховують сотні електронів. Атоми складаються з протонів, електронів та нейтронів. У ядрі, навколо якого рухаються електрони, сконцентрована основна маса атома. Більша частина об'єму атома майже порожня. Негативний заряд електронів дорівнює позитивному заряду протонів. Ядро в 100 000 разів менше за сам атом і складається з протонів та нейтронів. Ядро оточене електронною хмарою. Після вивчення зазначеного матеріалу вводиться поняття електронних орбіт. Цим завершується розгляд структури атома.

На нашу думку, отримання кращих результатів знань учнів у процесі навчання фізики атома можна досягти, якщо запровадити дослідний, як віртуальний, так і реальний характер оволодіння знаннями. У методичних дослідженнях із фізики практично не розглядався принцип нерозрізності частинок, який добре відомий у атомній фізиці. Сутність полягає у тому, що електронні стани атомів формуються всіма електронами, чого не підкреслено у діючих підручниках. Звідси учні повинні самостійно зробити висновок, що у такій системі немає можливості теоретично чи експериментально визначити координати перебування кожного з електронів у певній точці. Але, вчені ввели у фізику віртуальне поняття одноелектронного наближення і відповідно описали такі стани конкретними енергетичними станами окремих електронів [3].

У шкільному курсі фізики електронні орбіти вводяться, коли вивчається планетарна модель атома водню Е. Резерфорда, яка описується теорією Н. Бора. Така інформація не зовсім відповідає реальності, бо поняття стаціонарних орбіт ввів не Е. Резерфорд, а Н. Бор. На нашу думку, необхідно забезпечити під час навчання індивідуальне дослідження учнями поведінки електрона в атомі та детально розглянути модель електронної хмарки, від чого залежить ефективність розуміння учнями наступність формування моделі електронної хмарки. У ній можна виділити специфічні оболонки, на яких знаходяться, наприклад, в останнього відомого 118 елемента відповідно 2, 8, 18, 32, 32, 18, 8 електронів.

Наступним кроком моделювання атома є аналіз кризи фізики початку ХХ століття. Адже Л. де Бройль у 1924 р. не випадково висунув припущення, що частинки зв'язані з хвилею співвідношенням: $\lambda = h/p$. Розвиваючи запропоновану ідею Е. Шредінгера також не випадково у 1926 р. описав поведінку такої субчастинки, як хвилі за допомогою рівняння названого його ім'ям. М. Борн поширив корпускулярно-хвильовий дуалізм на всі частинки. Розв'язком рівняння Е. Шредінгера є функція, яка визначає ймовірність знаходження електрона в певному об'ємі простору атома. Після цього було введено поняття *орбіталі*. За такого підходу простежується логіка становлення моделі атома.

Цікавим з методичної точки зору є питання формування *моделі орбіталі*. Кожна оболонка описується декількома можливими орбіталями. Якраз заповнені орбіталі мають електронну конфігурацію характерну для кожного хімічного елемента. Коли розглядається питання заселення атомних орбіталей користуються модельними: правилом мінімуму енергії, принципом Паулі і правилом Хунда. Дана процедура починається з підрівня з найменшою енергією за наступній послідовністю: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \leq 3d < 4p < 5s$ і так далі [4]. Проте простого правила заповнення електронами валентних підрівнів не існує.

Тоді знову вводиться модельне уявлення, що реально існуючий специфічний набір понять, кожне з яких характеризується трьома квантовими числами: основним, орбітальним і магнітним. Електрон, який перебуває на орбіта лі, характеризується четвертим квантовим числом – спіном. Вводиться наступне важливе модельне поняття щодо визначення орбіталі з розподілом ймовірності, де саме може знаходитись електрон. Сукупність можна описати за допомогою хвильових функцій орбіталей електронів атома. У фізиці прийнято, що розміри орбіталі визначаються відстанню, на якій ймовірність перебування електрона поза нею є меншою 90 %.

Далі пропонуємо суб'єктам навчання досліджувати рух електронів, і приходимо до висновку, що електрони рухаються не за довільними траєкторіями. Вони можуть знаходитись у будь-якій частині простору навколо ядра. Тоді можна говорити про ймовірність його знаходження на певній відстані від ядра. Електрони, як і все в нашій природі, намагаються зайняти стійке, стабільне положення, і тому вони займають орбіталі з найменшою енергією, а їх сукупність створює електронну хмарку. У фізиці прийнято орбіталі позначати буквами *s, p, d, f, g, h*. Якщо маємо

s-орбіталь, то електронна хмаринка буде мати сферичну форму (рис. 1), як у атома водню [4].

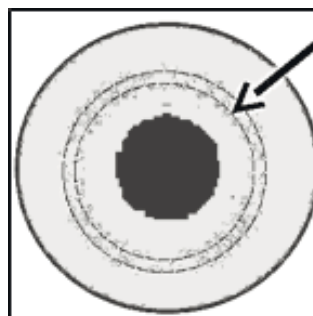


Рис. 1. Модель s-орбіталі

У випадку *p*-орбіталі форма електронної хмарки є гантелеподібною (рис. 2).

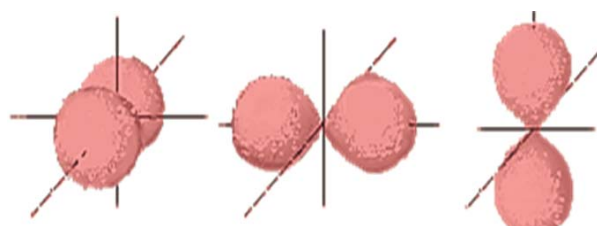


Рис. 2. Модель p орбіталі

Доцільно дослідити розподіл електронної густини в атомі. Учні мають самостійно прийти до висновку, що всередині атомних орбіталей ймовірність знаходження електронів велика, що говорить про високу електронну густину. В інших частинах навколо ядра має місце мала електронна густина. Коли має місце наявність орбіталей з однаковою енергією, наприклад, трьох *p*-орбіталей одного підрівня, тоді кожна орбіталь заповнюється наполовину. У цьому випадку на *p*-підрівні не може бути більше трьох неспарених електронів. Після чого орбіталь заповнюється повністю з до наукового утворенням електронних пар – правило Хунда. Такий підхід приводить розуміння поняття підрівнів.

Для зображення електронної конфігурації атома необхідно його електрони розподілити за підрівнями так, щоб кожній атомній орбіталі відповідала одна квантова комірка відповідно до правил заселення. У атома водню орбіталь має форму кулі (рис. 1). Форми інших орбіталей обраховуються методами квантової хімії. Вони не є довільними, а мають обґрунтовану електронну конфігурацію. Згідно принципу Паулі на кожній із них розміщується не більше двох електронів. Введення поняття орбіталей викликає створення певного механізму їх опису. Ми пропонуємо запровадити дослідний характер розкриття його сутності. Пропонується схема дослідження цього механізму через з'ясування їх властивостей: орбіталі існують незалежно від того чи зайняті вони електронами чи ні. Усі атоми мають повний набір всіх орбіталей чи то водень, чи останній відомий елемент, і їх заповнення проходить у міру збільшення порядкового номера елемента; орбіти групуються в оболонки; оболонки можуть мати лише чітко визначене число орбіталей – 1, 4, 10 тощо. Орбіталі поділяють на внутрішні і зовнішні; якщо атом знаходиться в основному, стаціонарному стані, то внутрішні оболонки є заповнени-

ми повністю; електрони внутрішніх орбіталей знаходяться найбільш близько до ядра, де сили притягання є найбільшими для того, щоб електрон міг покинути внутрішню орбіталь він має мати порівняно велику енергію (порядку декількох тисяч електронвольт). Таку енергію може передати електрону внутрішньої оболонки квант рентгенівського випромінювання. Внутрішні оболонки атомів кожного елемента мають свої власні енергії. Коли електрони приєднуються до атома, вони опускаються на орбіталь із найнижчою енергією. За цими ознаками побудовано рентгеноструктурний аналіз.

Електрони зовнішньої оболонки знаходяться на порівняно великих відстанях від ядра. Тому сили зв'язку електронів з ядром є значно меншими від внутрішніх оболонки. Такі електрони формують хімічні зв'язки, а сама оболонка називається валентною. Відповідно електрони названі валентними. На рис. 1-5 показані моделі орбіталей та їх позначення. На першому електронному рівні кожного атома знаходиться лише одна s -орбіталь (рис. 1). Вона найбільш стійка і найближче знаходиться до ядра. З другого енергетичного рівня крім s -орбіталі утворюються три p -орбіталі, які мають форму об'ємних вісімок, рис. 3 [8].

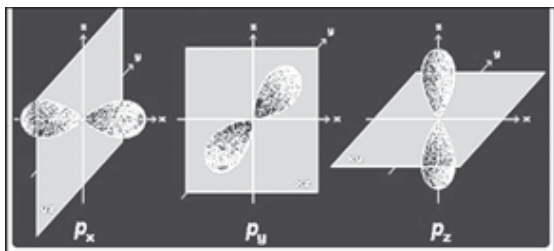


Рис. 3. Моделі p -орбіталі у напрямку осей x , y , z

Дослідницьким шляхом можна прийти до висновку про форму p -орбіталі. Швидкість руху електрона в орбіталі залежить від його енергії. З її збільшенням витягується об'єм його перебування і перетворюється у гантелеподібну p -орбіталь. Усі електрони заряджені негативно і відштовхуються між собою, намагаються зайняти найбільшу відстань, тому розміщуються по осях координат x , y . Такі три електронні хмарки утворюють симетричну геометричну фігуру з центром у атомному ядрі. Енергія їх однакова, а розміщення різне. Такий вигляд має область ймовірного знаходження p електрона.

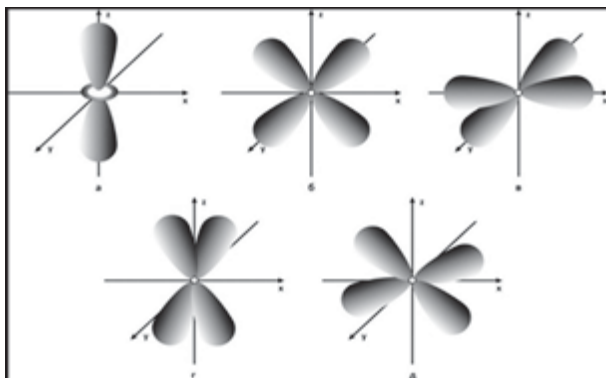


Рис. 4. Модель d -орбіталі

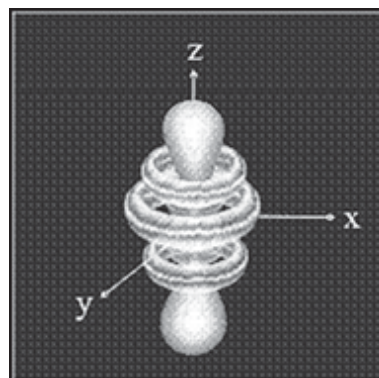


Рис. 5. Модель g -орбіталі

Крім s - і p -орбіталей існують більш складні, які позначають буквами d і f [8]. Електрони цих орбіталей набувають ще більшої енергії, мають однакову швидкість і рухаються складними траєкторіям, утворюючи складні об'ємні геометричні фігури. Моделей d орбіталей може бути 5 ($l=2$), f орбіталей – 9 ($l=3$; $2l+1=7$), g орбіталей – 9 ($l=4$; $2l+1=9$), де l – орбітальне квантове число (рис. 4, 5, 6).

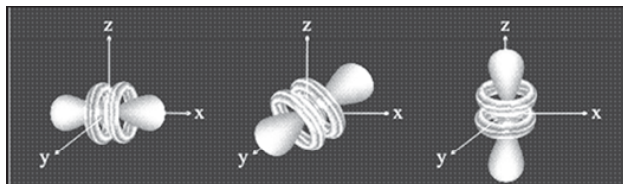


Рис. 6. Модель f -орбіталі

Після ознайомлення учнів із моделями орбіталей переходимо до дослідження описаних орбіталей у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва (рис. 7), з виділенням s , p , d , f блоків.

На рис. 7 наочно позначені блоки орбіталей, які відповідають конкретним елементам періодичної системи. Число енергетичних рівнів дорівнює номеру періоду хімічного елемента. Кожен енергетичний рівень складається з орбіталей (див. табл. 1), на кожній орбіталі не більше двох електронів, на енергетичному рівні максимально 2^n електронів.

Побудову електронних оболонок доцільно здійснювати за алгоритмом:

- за протонним числом елемента визначаємо число електронів в електронній оболонці;
- за номером періоду вказуємо кількість енергетичних рівнів в оболонці;
- за формулою $2n^2$ визначаємо максимальну кількість електронів на кожному енергетичному рівні;
- за номером групи елементів головних підгруп визначаємо кількість електронів на зовнішньому рівні;
- враховуємо: кількість форм орбіталей даного енергетичного рівня дорівнює номеру цього рівня (на кожному рівні є не більше двох електронів);
- заповнюємо електронами енергетичні рівні в порядку послаблення притягання їх до ядра від першого до сьомого.

Група	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
Період																		
1	1																	2
	H																	He
2	3	4											5	6	7	8	9	10
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	11	12											13	14	15	16	17	18
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	55	56	*	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	87	88	**	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

Лантаноїди * 57 La 58 Ce 59 Pr 60 Nd 61 Pm 62 Eu 63 Gd 64 Tb 65 Dy 66 Ho 67 Er 68 Tm 69 Yb 70 Lu 71

Актиноїди ** 89 Ac 90 Th 91 Pa 92 U 93 Np 94 Pu 95 Am 96 Cm 97 Bk 98 Cf 99 Es 100 Fm 101 Md 102 No 103 Lr

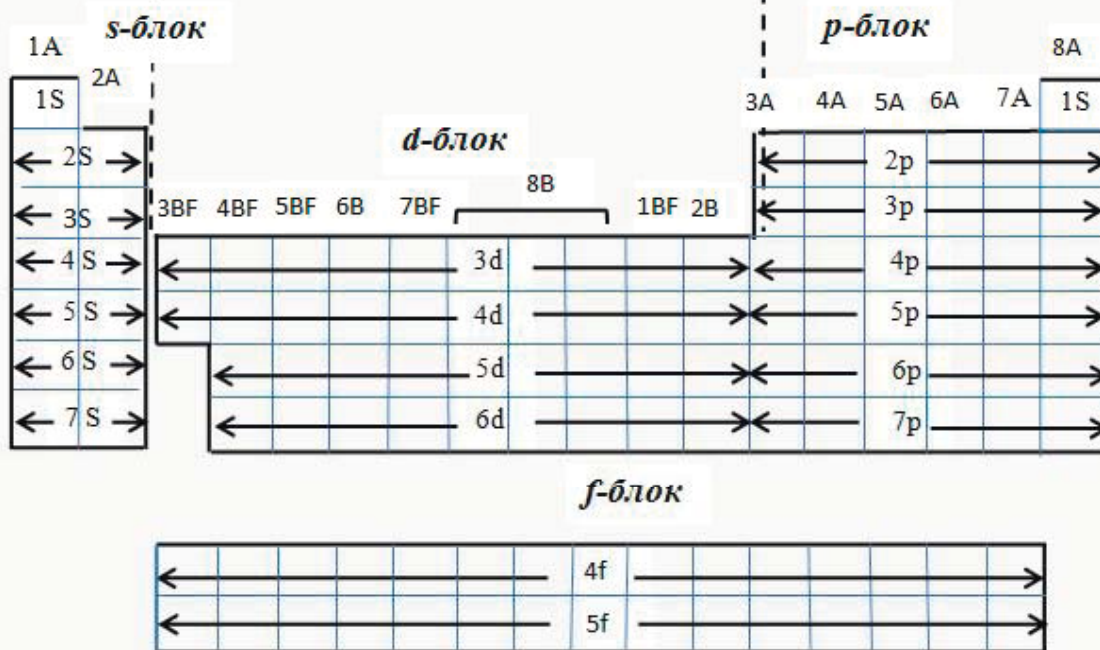


Рис. 7. Модель s, p, d, f-блоків періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва

Таблиця 1

Енергетичні рівні орбіталей							
Енергетичні рівні	I $n = 1$	II $n = 2$	III $n = 3$	IV $n = 4$	V $n = 5$	VII $n = 6$	VII $n = 7$
Орбіталі	1s	1s3p	1s3p5d	4s3d4p	5s4d5p	6s5d6p	7s6d7p

Далі окремо розглядаємо виділені на рис. 7 блоки з метою побудови електронних формул елементів. Для цього виділимо енергетичні моделі рівнів та підрівнів кожної групи елементів періодичної системи. У s і p елементів заповнюються

орбіталі зовнішнього енергетичного рівня. d-орбіталі – електронами, які зовнішньо близькі між собою і знаходяться на $(n-1)d$ рівні і ns підрівні (рис. 8), де n – головне квантове число. Тоді валентним буде np підрівень.

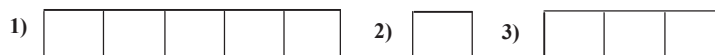


Рис. 8. Підрівні: (n-1): 1) d; 2) ns; 3) np

Атоми d елементів на підрівні ns мають по два електрони, а електрони $(n - 1)d$ -підрівня характеризуються квантовим числом l на одиницю меншим за зовнішній енергетичний рівень. Стабільними є електронні конфігурації, де d -рівень заповнений повністю. Найбільш стабільними являються електронні конфігурації, у яких d -підрівень заповнений повністю – d^{10} , рис. 9. Такий стан власти-

вий Zn, Cd, Yg, Pb, Cu, Ag, Au. Менш стабільним є незаповнені підрівні, наприклад d^5 , рис. 10 (Cr, Mo, Mn, Re).

На нашу думку, наступне дослідження полягає у самостійному заповненні орбіталей електронами, яке здійснюється з використанням наочної енергетичної діаграми за викладеними правилами заповнення (рис. 11).

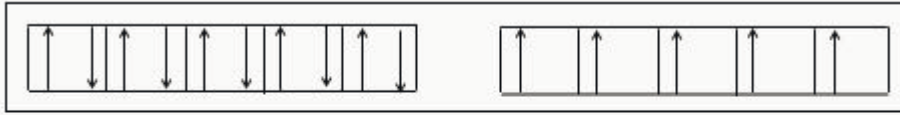


Рис. 9. Стан d^{10}

Рис. 10. Стан d^5

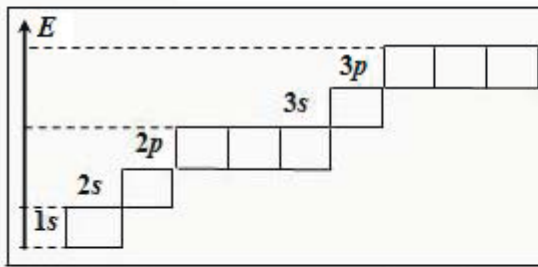


Рис. 11. Енергетична модель перших трьох рівнів

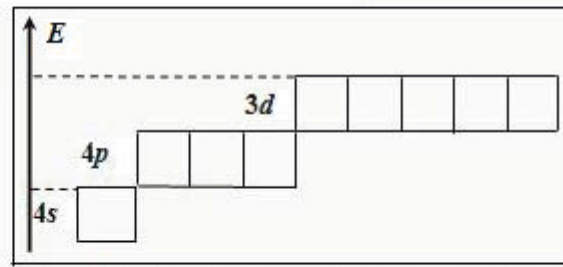


Рис. 12. Енергетична модель четвертого рівня

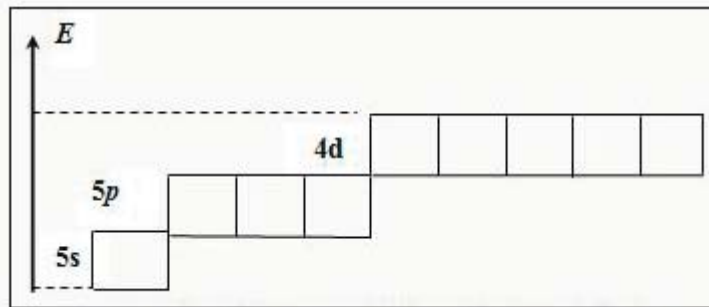


Рис. 13. Енергетична модель п'ятого рівня

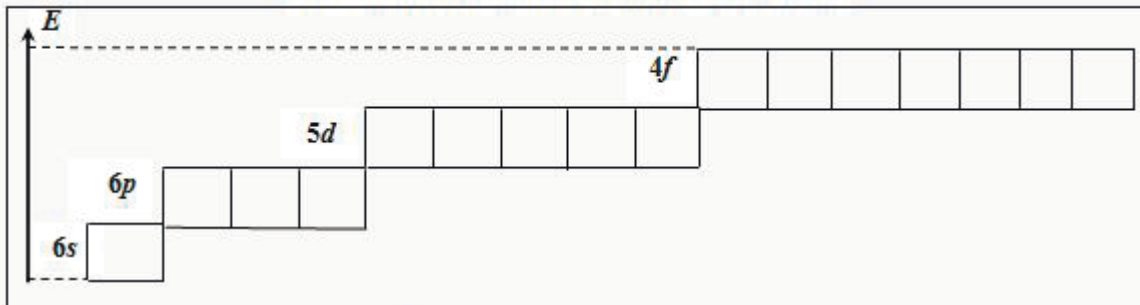


Рис. 14. Енергетична модель шостого рівня

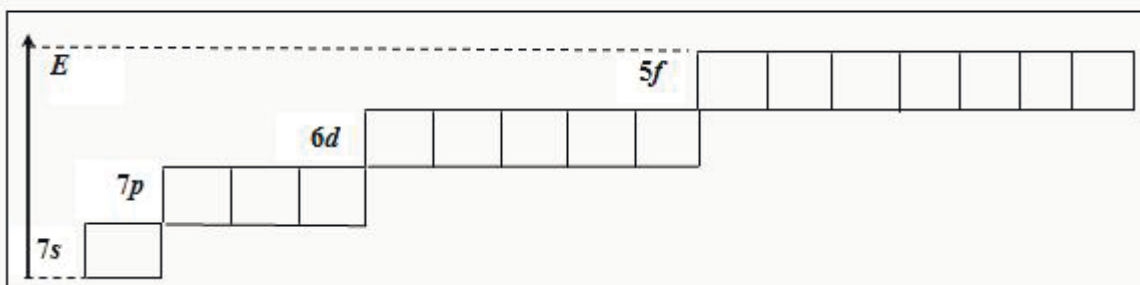
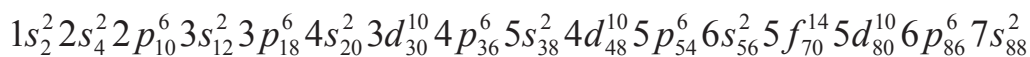


Рис. 15. Енергетична модель сьомого рівня

Після цього досить просто записувати електронні формули для кожного елемента, наприклад для 108 Хассія:



Висновок. Запропонований підхід досягнення найкращих результатів вивчення побудови електронних формул елементів забезпечує розвиток логічно-

го мислення, привчає до самостійності у навчально-дослідній роботі.

Подальші розвідки у даному напрямку розвитку методичних підходів мають перспективу в розширенні опису інших властивостей атома.

Література та джерела

1. Деркач А. Акмеология: [учебн. пос.] / А. Деркач, В. Зазыкин. – СПб.: Питер, 2003. – 256 с.
2. Кузьмина Н.В. Акмеологическая теория повышения качества подготовки специалистов образования / Н.В. Кузьмина. – М.: ИЦПКС, 2001. – 143 с.
3. Кучерук І.М. Загальний курс фізики: [навч. посіб. для студ. вищ. техн. і пед. закл. освіти]: у 3-х т. / І.М. Кучерук, І.Т. Горбачук; [за ред. І.М. Кучерука]. – К.: Техніка, 1999. – Т. 3: Оптика. Квантова фізика. – 1999. – 520 с.
4. Минкин В.И. Теория строения молекул / В.И. Минкин, Б.Я. Симкин, Р.М. Миняев. – Р/Д.: Феникс, 1997 – 560 с.
5. Радул В.В. Соціальна зрілість як вершина акмеологічного розвитку особистості/ В.В. Радул // Рідна школа. – 2011. – № 3. – С. 15-20.
6. Радул А.Б. Акмеологічні особливості у процесі соціального і професійного становлення вчителя / А.Б. Радул // Наукові записки. – Кіровоград, 2012. – Вип. 87. – С. 23-28.
7. Садовий М.І. Акмеологія і шкільна освіта / М.І. Садовий // Наукові записки. – Кіровоград, 2013. – Вип. 121. – Ч. I. – С. 3-7.
8. Орбіталі різні. [Електронний ресурс]. – Режим доступу: <http://encyclopaedia.big.ru>. – Загол. з екр. – Мова укр.

В данной статье внимание уделено исследованию акмеологического подхода в современном образовании. Нами установлена рациональность его применения при изучении физики в школе. Разработаны методики изучения вопросов атомной физики на основе указанного подхода.

Ключевые слова: акмеологический подход, методика обучения, изучение атомной физики.

The authors of the article have paid much attention to the study of acmeological approach in modern education. They have defined the rationality of its application in the study of physics in secondary schools. The methods of studying of issues of nuclear physics have been elaborated on the basis of this approach. The proposed approach of achievement of the best results of the study of building the electronic formulas of elements provides the development of logical thinking, teaches the independency in teaching and research work

Key words: acmeological approach, methods of teaching, studying nuclear physics.