

Поглиблення уявлень учнів про кислотно-основні індикатори із залученням засобів комп'ютерного навчання

Углубление представлений учащихся о кислотно-основных индикаторах с привлечением компьютерных средств обучения

The deepening of students' knowledges about the acid-base indicators by means of learning software

Анотація: Індикатор є багатозначним поняттям, з яким учні лише ознайомлюються під час вивчення окремих тем шкільного курсу хімії. Перехід до профільної хімічної освіти вимагає більш глибокого розуміння принципів дії, властивостей та індивідуальних особливостей індикаторів. Уникнути хибних уявлень про властивості індикаторів та поглибити знання про них можна за допомогою кількох простих, але показових дослідів, в тому числі з використанням комп'ютерних технологій.

Аннотация: Индикатор является многозначным понятием, с которым ученики лишь знакомятся во время изучения отдельных тем школьного курса химии. Переход к профильному химическому образованию требует более глубокого понимания принципов действия, свойств и индивидуальных особенностей индикаторов. Избежать ошибочных представлений о свойствах индикаторов и углубить знания о них можно с помощью нескольких простых, но наглядных экспериментов, в том числе с использованием компьютерных технологий.

Annotation: The indicator is a polysemantic concept, which students only learn while studying on selected topics of school chemistry course. The transition to profile chemical education requires a deeper understanding of the principles of action, properties, and specific features of indicators. To Avoid misconceptions

about the properties of the indicators and to deepen knowledge about them is possible by using a few simple but illustrative experiments, including usage of computer technology.

При вивченні теми «Електролітична дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах» неабияке значення має поняття «індикатор». Термін «індикатор» (з лат. *indicator* – показчик) багатозначний: індикатором може називатись електронний прилад, хімічна речовина, рослина і навіть певні ознаки або характеристики екологічних та соціально-економічних об'єктів і процесів. Спільна ознака всіх індикаторів – здатність сигналізувати про зміну властивостей або параметрів певного об'єкту або процесу у зручній для сприйняття людиною формі (візуально, акустично тощо). З терміном «індикатор» людина може зустрітись не лише при вивченні хімії, але і в професійній діяльності, в інформаційному просторі, в побуті. В шкільному курсі хімії розглядаються тільки окрема група речовин-індикаторів – кислотно-основні індикатори, але навіть на основі цієї обмеженої групи сполук вчитель повинен якісно сформулювати уявлення про індикатори, їх властивості і принципи застосування, показати їх місце в оточуючому світі.

Як правило інформація, яку учні отримують про індикатори зводиться до того, що це речовини, при введенні яких у розчин можна визначити його хімічну природу. [2, 5] Кисотно-основні індикатори дозволяють визначити таку характеристику розчину як кислотність, тобто величину водневого показника рН. При цьому аналітичним ефектом служить зміна кольору індикатора: в кислому середовищі – один колір, а в лужному – інший. Після чого, як правило у вигляді таблиці, подається інформація про стандартний набір з трьох індикаторів: лакмусу, метилового оранжевого і фенолфталеїну, та їх кольори у кислому та лужному середовищах.

Такий стислий об'єм інформації з одного боку обумовлений браком часу для більш докладного пояснення властивостей індикаторів та їх розповсю-

дження і різноманітності, а з іншого – це як раз той необхідний мінімум інформації, який повинні опрацювати учні, для яких хімія не буде профільним предметом (рівень стандарту). Але учні, що вивчають хімію на академічному і, особливо, профільному рівнях мають отримати більш глибокі знання з даної теми і вміння їх застосовувати, і саме для цього треба більш докладно розкрити сутність поняття «індикатор» і особливості його застосування. Особливо важливим поняття «індикатор» є при вивченні сутності об'ємного методу аналізу в рамках факультативного курсу «Основи хімічного аналізу».

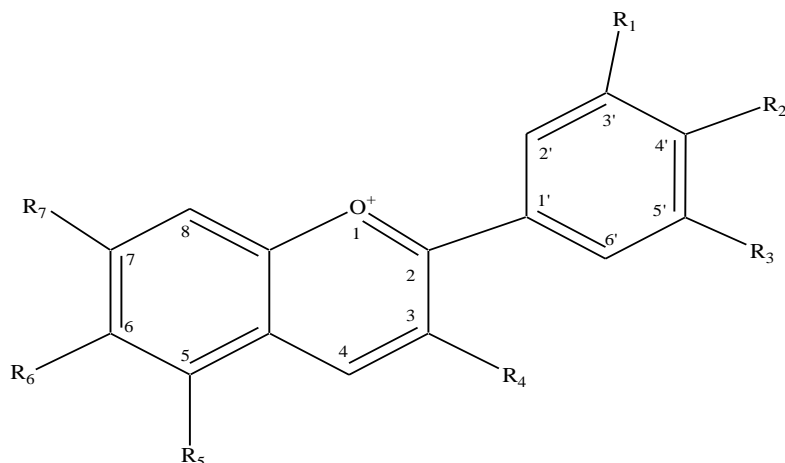
Як показує педагогічний досвід, при вивченні поняття «індикатори» в учнів можуть складатись хибні уявлення про те, що:

- 1) Індикатори – це спеціальні хімічні реактиви, які використовуються виключно в лабораторіях;
- 2) Індикатори можуть вказувати виключно на кислотність або лужність середовища, що в розумінні школярів зводиться до $\text{pH} < 7$ та $\text{pH} > 7$;
- 3) Індикатори не приймають участь у хімічних взаємодіях, а лише вказують на їх результат (тобто зміну pH).

Аби уникнути вищеназваних помилок вчителю слід все ж таки приділити дещо більшу увагу деталям при розкритті змісту поняття «індикатор». Наприклад, помилки, яку ми поставили у списку першою, достатньо легко уникнути розповівши учням не лише про виробництво лакмусу з природної сировини, а й звернувшись до їх життєвого досвіду – до яскраво забарвлених об'єктів живої природи, з якими діти зустрічаються ледь не щодня. Зрештою, не всі учні в майбутньому працюватимуть в хімічних лабораторіях, а от скористатись в побуті підручними матеріалами для вирішення певних життєвих завдань доведеться багатьом.

Властивості кислотно-основних індикаторів притаманні багатьом природним сполукам, що містяться в живих організмах, переважно у рослинах. Серед них найбільш поширеними є антоціани (антоціаніни). Антоціаніни представляють собою глюкозиди – сполуки, що утворені поєднанням залишків двох молекул: вуглеводу (глюкози, рамнози, галактози тощо) і йону фла-

вілію, який також називають антоціанідином (його загальна формула представлена на мал.1) [1]



$R_1, R_2, R_3, R_4, R_5, R_6, R_7 = \text{H}$ або OH (в більшості випадків), OCH_3 (в окремих випадках).

Мал. 1. Загальна формула йону флавілію.

Різнобарв'я кольорів квіток багатьох рослин обумовлене саме наявністю в клітинному соку антоціанів. Наприклад, один із представників цієї групи органічних речовин – ціанідин обумовлює забарвлення пелюсток квітів волошки синьої (*Centaurea cyanus*) та маку-самосійки (*Papaver rhoeas*). На логічне запитання «як може одна і та сама речовина забарвлювати квіти в різний колір?» є проста і логічна відповідь – клітинний сік волошки має слабко лужну реакцію, клітинний сік пелюсток маку – кислу. Ціанідин, як і належить індикатору, має різний колір за різних значень рН середовища. [6]

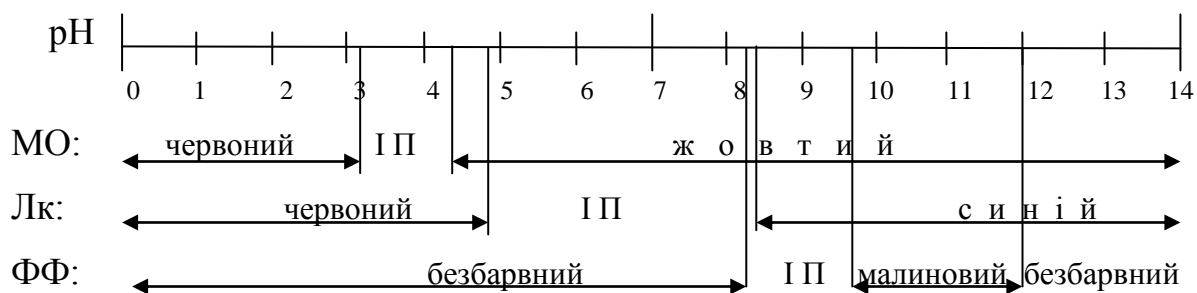
Не менш цікавий факт пов'язаний з цілою групою рослин родини шорстколистих (*Boagraceae*): живокости (*Symphytum*), медунки (*Pulmonaria*), воловики (*Anchusa*); та жовтецевих (*Ranunculaceae*): печіночниці (*Hepatica*) – колір щойно розквітлих квіток червоний, а вже запліднених – блакитний або синій. З біологічної точки зору причина цього явища зрозуміла – червоний колір більше приваблює комах, після запліднення приваблювати їх сенсу вже немає і колір змінюється. Але хімічний механізм цього явища полягає, знову ж таки, у зміні реакції клітинного соку – з кислої вона переходить у нейтральну або слабколужну – і ми спостерігаємо ефект зміни кольору, викликаний антоціанами. [5] Антоціани також містяться у багатьох яскраво забарвлених плодах: чорницях, вишнях, смородині, червоних сортах винограду, червоній

капусті тощо. Соки плодів вищеназваних рослин теж можуть бути застосовані в якості індикаторів: спробуйте до невеличкої порції натурального вишневого соку додати невелику кількість харчової соди – нейтралізація органічних кислот, що містяться в соку, призведе до миттєвого переходу забарвлення його у фіолетове або синє. Подібні індикаторні властивості можуть проявляти й інші природні барвники: бетаціанін буряків, теарубігіні чаю тощо.[6]

Розгляд цих питань дає змогу використати міжпредметні зв'язки між хімією та біологією, сформувані в учнів цілісну картину оточуючого світу, розвивати творчий підхід до пізнання природних явищ.

У деяких особливо спостережливих учнів може виникнути питання: чому сік, що потрапив на руки або іншу частину тіла синіє? Невже шкіра людини або потові виділення мають лужну реакцію, а якщо ні, то чому ж речовина змінює колір? Верхній шар шкіри людини (на кислотність якого власне і вказує речовина-індикатор) має рН близько 5,5, рН секрету потових залоз – від 4 до 6,5, що відповідає слабкокислому середовищу. Між тим колір багатьох природних індикаторів змінюється при потраплянні на шкіру і начебто засвідчує лужну реакцію середовища...

Таким чином, ми перетинаємось із другим хибним уявленням про індикатори з нашого списку. Справа в тому, що будь-який індикатор змінює забарвлення в певній області значень рН, яка називається *інтервалом переходу забарвлення індикатору*. Ця зміна відбувається поступово, але найбільш помітною стає при значеннях рН, що знаходяться близько до середнього значення рН в межах інтервалу переходу забарвлення індикатору. Кожен окремий індикатор має власний інтервал переходу, а тому може змінювати забарвлення не обов'язково до або після рН=7. Зміна забарвлення може відбутись і за менших значень рН – в кислому середовищі, і за більших – в лужному (див. мал. 2). Про цей факт в більшості підручників не згадується, і, на нашу думку, даремно. Тому що в такому випадку можливі суттєві помилки при практичному застосуванні кислотно-основних індикаторів, сутність яких ми розглянемо трохи нижче.



Умовні скорочення: МО – метиловий оранжевий, ІП – інтервал переходу забарвлення індикатора, Лк – лакмус, ФФ – фенолфталеїн.

Мал.2. Переходи забарвлення деяких індикаторів

Подібні схематичні зображення інтервалів переходу забарвлення індикаторів подаються у підручнику «Хімія. 9-й клас» за редакцією Г.А. Лашевської. [2, 71]

Повертаючись до нашого питання, треба зазначити, що інтервал переходу забарвлення більшості антоціанінів знаходиться в межах від $\text{pH}=5$ до $\text{pH}=7$, а значить помітний перехід забарвлення з червоного в синє буде спостерігатись при $\text{pH}=5,5-6$ (як раз pH верхнього шару шкіри!).

Різні інтервали переходу забарвлення окремих індикаторів можна продемонструвати за допомогою дослідів. Демонстраційні досліди можна провести як у кабінеті хімії так і у віртуальній лабораторії – за допомогою комп'ютерної програми ChemLab.

Демонстраційний дослід в класі. Готують розчин лугу: $5 \pm 0,2$ г NaOH або $7 \pm 0,3$ г КОН розчиняють у 100 см^3 води. У два хімічних стакани мірним циліндром відміряють по 15 см^3 столового оцту (9%-ого розчину оцтової кислоти). В першу склянку додають краплину розчину індикатору метилового оранжевого, а в іншу – краплину розчину індикатору фенолфталеїну. Розчин в першому стакані червоного кольору, а в другому – безбарвний, що свідчить про кислотну реакцію середовища в обох склянках. Потім відміряємо мірним циліндром (або мірною пробіркою) по 10 см^3 розчину лугу і переносимо в обидва стакани. В першому стакані індикатор змінить забарвлення розчину на жовте, що начебто свідчить про лужну реакцію, а розчин в другій склянці залишиться безбарвним, що свідчить про кислотну реакцію. Але ж кількості розчинів кислоти і лугу були однаковими, а значить і значення pH в обох роз-

чинах однакове! Учням таким чином можна пояснити, що насправді рН розчину зараз близьке до 6, а значить метиловий оранжевий уже змінив забарвлення, а фенолфталеїн – іще ні(див. мал.2). В обидві склянки доливають порцію розчину лугу 15–20 см³ і спостерігають появу малинового забарвлення розчину в другій склянці. На основі досліду учням можна дати завдання розрахувати яка речовина та в якій кількості була в розчині в надлишку на момент додавання першої порції лугу і другої.

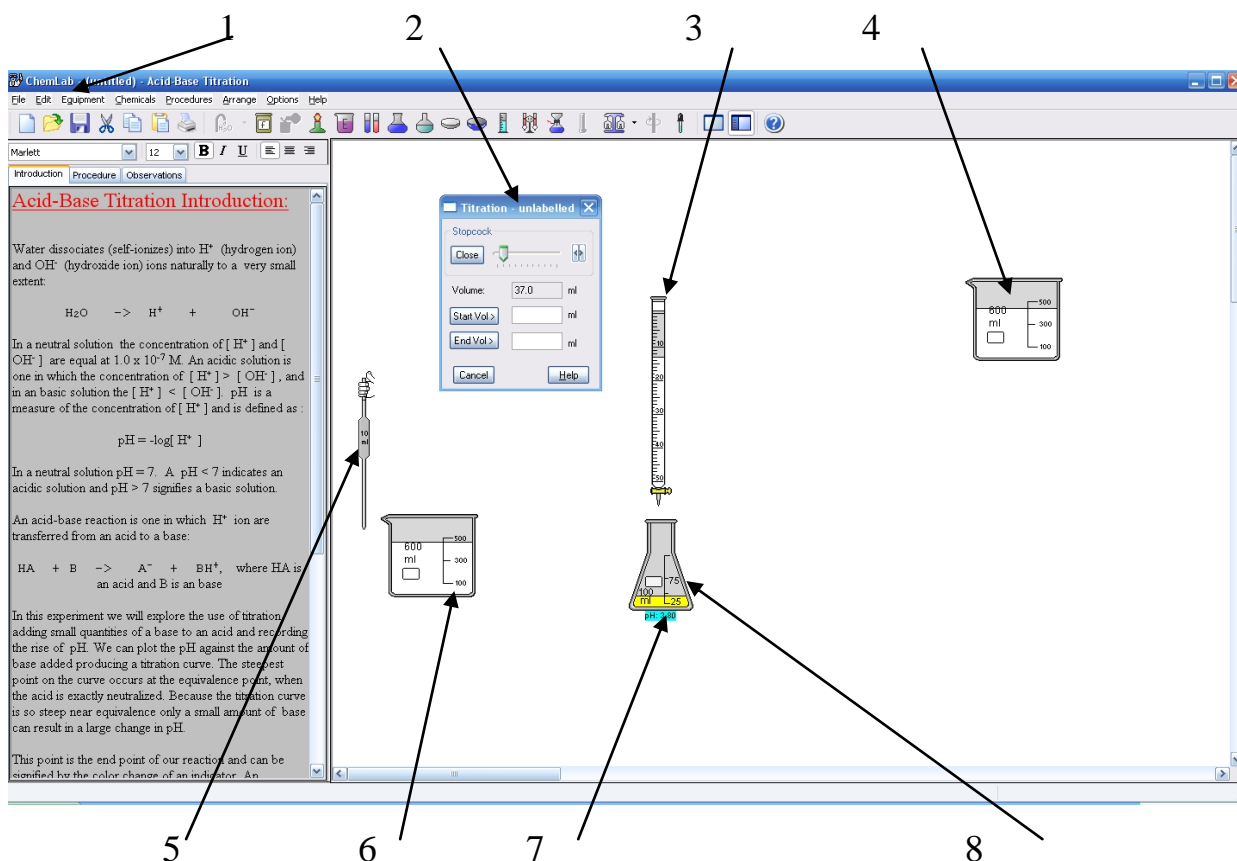
Аналогічно можна провести дослід у **віртуальній лабораторії комп'ютерної програми ChemLab**. ChemLab представляє собою комп'ютерну програму, інтерактивне середовище для моделювання реальних хімічних експериментів, демонстраційна версія якої може бути безкоштовно завантажена через мережу Internet. Програма ChemLab має дуже солідну репутацію в навчальних закладах Євросоюзу, США та деяких інших країн, в яких застосовуються технології дистанційного навчання. В даній програмі за допомогою комп'ютерної графіки надається можливість проводити хімічні експерименти, лабораторні роботи з аналітичної хімії, зрозуміло, у дещо спрощеному вигляді. До стандартного пакету демо-версії входять декілька лабораторних робіт з інструкціями щодо їх виконання (інструкції та інтерфейс англomовні), але при роботі з програмою можна виконувати деякі операції, що не були передбачені інструкцією до цієї роботи, на чому і ґрунтується постановка нашого віртуального досліду. На відміну від попереднього досліду, віртуальний експеримент можна повторити безліч разів (без витрати реактивів) і з різними індикаторами, фіксуючи при цьому точне значення рН, при якому той чи інший індикатор змінить забарвлення. [3]

Запускаємо програму ChemLab і обираємо лабораторну роботу Acid-Base Titration. У вікні, що відкрилося переходимо до меню Equipment і обираємо хімічний стакан ємністю 600 мл (600ml Beaker). Стакан з'являється у лабораторному вікні. Наводимо курсор на стакан і, натисканням правої клавіші мишки, викликаємо меню, в якому обираємо розділ Chemicals. У розділі Chemicals обираємо 0,2 М розчин хлоридної кислоти об'ємом 1 мл. Таким же

чином додаємо в стакан 499 мл дистильованої води. Викликаємо ще один стакан і виконуємо аналогічні операції з 0,2 М розчином натрій гідроксиду. В стаканах тепер містяться відповідно $4 \cdot 10^{-4}$ моль/л розчини HCl та NaOH (при роботі з концентрованими розчинами зміна рН в них відбувається надто швидко). Розчин хлоридної кислоти переносимо у конічну колбу (Erlenmeyer Flask 100 ml) за допомогою піпетки Мора (Pipet 10ml), для чого обираємо їх в меню Equipment, а потім переміщуємо піпетку до стакану з кислотою, правою клавішею мишки викликаємо меню піпетки і обираємо «Extract liquid». Після набору рідини, переміщуємо піпетку до конічної колби і обираємо «Release liquid». Так повторюємо три рази, щоб у колбі опинилось 30 мл розчину хлоридної кислоти.

В меню Equipment викликаємо бюретку на 50 мл (50 ml Buret) і переливаємо в неї вміст стакану з лугом (меню стакану Pour/Decant) до заповнення. В конічну колбу з кислотою додаємо 2–3 краплини одного із запропонованих чотирьох індикаторів (фенолфталеїн, метиловий червоний, фенолсульффталеїн та бромтимоловий синій) – меню конічної колби «Indicators». Потім в меню конічної колби вмикають рН-метр, який буде показувати рН розчину в колбі. Потім бюретку з розчином NaOH розміщують над конічною колбою і викликають вікно титрування (Titration DialogBox), в якому регулюють швидкість виливання розчину лугу з бюретки. Додавання розчину лугу зупиняють в момент, коли індикатор змінить свій колір і фіксують значення рН, при якому відбулась дана зміна, за показаннями рН-метра. Дослід повторюють з різними індикаторами, також можна змінити і порядок приливання розчинів (кислоту з бюретки до лугу в колбі) і т.ін.(див. мал.3) Подвійним кліком лівої клавіші мишки на будь-якому об'єкті у лабораторному вікні можна отримати інформацію про повний хімічний склад розчину, що міститься в ньому.

Проведення такого дослідження, по суті у ігровій формі, дозволить учням розширити свої уявлення про індикатори та їх властивості, при цьому певними спрощеннями у оформленні віртуальної лабораторії і певними неточностями у отриманих результатах можна знехтувати.



Умовні позначення: 1 – рядок меню; 2 – вікно титрування; 3 – бюретка з розчином NaOH; 4 – стакан з розчином NaOH; 5 – піпетка Мора; 6 – стакан з розчином HCl; 7 – показання рН-метра; 8 – конічна колба з розчином HCl та індикатором бромтимоловим синім.

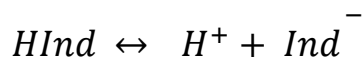
Мал.3. Вікно програми ChemLab 2.0 при проведенні дослідження рН переходу індикаторів.

Одержані учнями знання про інтервали переходу індикаторів, що підкріплені результатами дослідів, на нашу думку, дозволять: по-перше, зрозуміти принцип дії змішаних та універсальних індикаторів, що використовуються в хімічній практиці для оцінювання величини рН розчинів; по-друге, розвинуватимуть творчий підхід до вирішення практичних завдань визначення рівня кислотності середовища з різною точністю – прогнозування комбінації різних індикаторів для визначення того чи іншого інтервалу значень рН (в якості творчого завдання).

Розгляд індивідуальних властивостей індикаторів (таких як інтервал переходу забарвлення) призведе до необхідності пояснення, чому ж різні індикатори реагують на зміну рН середовища неоднаково. Зрозуміло, що

роз'яснювати повний механізм реакцій між індикатором і йонами, що присутні в розчині, про наслідки цієї взаємодії – зміну форми існування молекули індикатору в розчині (з молекулярної на йонну або навпаки), перерозподіл хімічних зв'язків в ній і зміну конфігурації хромофорних груп (що і призводить до зміни кольору), недоречно. Але певні роз'яснення треба все ж таки надати.

По-перше, необхідно сформулювати в учнів уявлення про *хімічну взаємодію* речовин-індикаторів з кислотами або основами, що містяться в розчині. Адже зміна забарвлення є однією з ознак хімічної реакції і наш випадок не є виключенням. Більшість індикаторів представляють собою слабкі органічні кислоти або основи, що здатні до дисоціації:



Присутність у розчині поруч з індикатором кислоти (донора йонів H^+) призводить до зсуву рівноваги ліворуч, а присутність основи (донора йонів OH^-) – праворуч (через зменшення концентрації H^+ внаслідок реакції $H^+ + OH^- = H_2O$). Якщо учні ще не знайомі з принципом Ле-Шательє–Брауна, то доречно пояснити проходження хімічної реакції індикатору з компонентами середовища таким чином:

- 1) Молекулярна та йонна форми індикатору мають різне забарвлення;
- 2) Якщо індикатор є слабкою кислотою, то він вступає в реакцію нейтралізації з гідроксид-іонами $HInd + OH^- = Ind^- + H_2O$ і переходить у йонну форму (аніон солі). З іншого боку, більш сильні кислоти витісняють індикатор з його солі і він переходить у недисоційовану (молекулярну) форму. Чим сильнішою кислотою є індикатор тим важче його витіснити із солі, а тому рН переходу забарвлення буде знаходитись у більш кислому середовищі (при $pH < 7$);
- 3) Якщо індикатор є слабкою основою – розмірковують аналогічно: при взаємодії з кислотами відбувається реакція нейтралізації, а більш сильні основи витісняють індикатор із солей.

4) Після спрощених пояснень (2) і (3) слід іще раз наголосити на тому, що індикатори не дають змоги визначити яка саме речовина знаходиться в розчині, вони лише свідчать про наявність в середовищі певної кількості йонів H^+ або OH^- , джерелами яких можуть бути різні сполуки: розчинні у воді кислоти, основи, а також солі, що підлягають гідролізу.

Даний матеріал обов'язково вивчається в межах факультативного курсу для профільних класів «Основи хімічного аналізу» і описано в підручнику «Основи хімічного аналізу» Романової Н.В. [4]

Таким чином, ми вважаємо, що наведена вище інформація дозволить вчителям більш детально і наочно розглянути з учнями таке важливе поняття як «індикатор», застосовуючи можливості комп'ютерної техніки, спираючись на життєвий досвід учнів, використовуючи внутрішньопредметні та міжпредметні зв'язки.

Більш глибоке усвідомлення властивостей речовин-індикаторів дозволить, на нашу думку, краще засвоїти матеріал з таких тем як «Електролітична дисоціація у водних розчинах», «Ступінь дисоціації», «Реакції обміну між розчинами електролітів. Йонні рівняння» тощо, та набагато полегшить усвідомлення учнями учбового матеріалу з факультативного курсу «Основи хімічного аналізу». Зрештою, саме знайомство з властивостями і застосуванням кислотно-основних індикаторів створює в учнів первинні уявлення про сутність хімічного аналізу, тобто про можливість визначити наявність певної речовини в суміші за допомогою іншої речовини, спостерігаючи візуальний ефект реакції між ними.

Ключові слова: індикатор, інтервал переходу забарвлення індикатора, водневий показник (pH), віртуальна хімічна лабораторія ChemLab.

Ключевые слова: индикатор, интервал перехода окраски индикатора, водородный показатель (pH), виртуальная химическая лаборатория ChemLab.

Key words: indicator, transition interval of indicator, pH-value (pH), virtual chemical laboratory of ChemLab.

Список використаної літератури:

1. Антоцианы [Електронний ресурс]–Режим доступу: <http://ru.wikipedia.org/wiki/Антоцианы>
2. Лашевська Г. А. Хімія. 9 клас: підруч. для загальноосвіт. навч. закл. / Ганна Анатоліївна Лашевська. - Київ : Генеза, 2009. – 280 с.
3. Нечипуренко П. П. Про використання комп'ютерної програми ChemLab / П. П. Нечипуренко. // Біологія і хімія в школі, 2007, №2.-С.44-47.
4. Романова Н.В. Основи хімічного аналізу: Навч. посібник для 9–10 спеціал. кл. хіміко-біол. та агрохім. профілю серед. загальноосв. шк. / Невоніла Володимирівна Романова – К.: Освіта, 1992.–с. 143-147.
5. Терлецький В.К. Дивовижне у світі рослин / Володимир Карлович Терлецький.–К.: Урожай, 1990.–с.59-62.
6. Эткинс П. Молекулы / П. Эткинс; [Пер. с англ. А.А. Кирюшкин].–М.: Мир, 1991.–с.178-181.