

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

**ВИЗНАЧЕННЯ ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ.
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ**

Методичні вказівки для самостійної роботи студентів I курсу з дисципліни
«Медична хімія»

«Затверджено»
Вченою радою Харківського
національного медичного
університету
Протокол №11
від 27 листопада 2014 р.

Харків 2014

Визначення електродних потенціалів. Окисно-відновні реакції: Метод. вказ. для студентів 1-го курсу / уклад. Г.О. Сирова, С.М. Козуб, В.О. Макаров, С.В. Андрєєва, В.М. Петюніна, Є.Р. Грабовецька, Л.Г. Шаповал, Т.С. Тішакова, С.А. Наконечна, Р.О. Бачинський, Л.В. Лук'янова, О.Л. Левашова, О.В. Савельєва, Н.В. Копотєва, Н.М. Чаленко. – Харків: ХНМУ, 2014. – 18 с.

Укладачі:

Г.О. Сирова

С.М. Козуб

В.О. Макаров

С.В. Андрєєва

В.М. Петюніна

Є.Р. Грабовецька

Л.Г. Шаповал

Т.С. Тішакова

С.А. Наконечна

Р.О. Бачинський

Л.В. Лук'янова

О.Л. Левашова

О.В. Савельєва

Н.В. Копотєва

Н.М. Чаленко.

ТЕМА ЗАНЯТТЯ «ВИЗНАЧЕННЯ ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ»

1. Кількість годин 2

2. Матеріальне та методичне забезпечення теми.

Мультимедійне забезпечення (презентації, науковий фільм)

Таблиці:

1. ОВР. Іонно-електронний метод: лужне середовище
2. ОВР. Іонно-електронний метод: кисле середовище
3. ОВР. Іонно-електронний метод: нейтральне середовище
4. Окисно-відновні властивості пероксиду водню
5. Направлення окисно-відновного процесу
6. ОВР у біологічних системах

Навчально-методична література:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, Г.О. Сирова, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (Затверджено Міністерством освіти і науки України (лист МОН України №1/11-1152 від 05.02.13) та Міністерством охорони здоров'я України як базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів IV рівня акредитації (напрями «Лікувальна справа» та «Стоматологія»).

2. Завгородній І.В., Сирова Г.О., Ткачук Н.М. та ін. Медична хімія. Навчальний посібник рекомендований МОЗ та МОН України як навчальний посібник для самостійної роботи студентів вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації, Харків, ХНМУ, 2010. – 268 с.

3. Завгородній І.В., Ткачук Н.М., Петюніна В.М. та ін. Навчальний посібник для самостійної роботи студентів медичного факультету по курсу «Медична хімія» Модуль 2: «Рівновага в біологічних системах на межі розподілу фаз», Харків, ХНМУ, 2008. – 116 с.

4. Робочий зошит для самостійної роботи студентів з курсу «Медична хімія» Харків, ХНМУ, 2013. – 72 с.

5. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів з курсу «Медична хімія» за темою «Визначення електродних потенціалів. Окисно-відновні реакції».

6. Конспект лекції.

3. **Обґрунтування теми.** В організмі людини окисно-відновні реакції здійснюються на всіх рівнях, у тому числі й у клітині. Продуктами біологічного окиснення є CO_2 та H_2O . Вони також є основою деяких методів об'ємного аналізу, які дозволяють визначати вміст окисників та відновників у розчинах, в тому числі і в біологічних рідинах. Знання даної теми необхідно майбутньому лікарю для вивчення таких дисциплін, як біологічна хімія, нормальна та патологічна фізіологія, фармакологія та ін.

4. **Мета заняття:**

- загальна: з'ясувати роль окисно-відновних процесів в життєдіяльності організму, а також їх застосування в медико-біологічних дослідженнях;

- конкретна: уміти складати ОВР і підбирати коефіцієнти за допомогою іонно-електронного методу (метод напівреакцій), визначати еквівалент, фактор еквівалентності і молярну масу еквіваленту окисника і відновника в ОВР.

а) **знати:** роль окисно-відновних процесів в організмі;

б) **вміти:** складати рівняння ОВР іонно-електронним методом, розрахувати еквівалент, фактор еквівалентності, молярну масу еквівалента окисника та відновника в ОВР, визначати напрямок ОВР за значеннями стандартних окисно-відновних потенціалів.

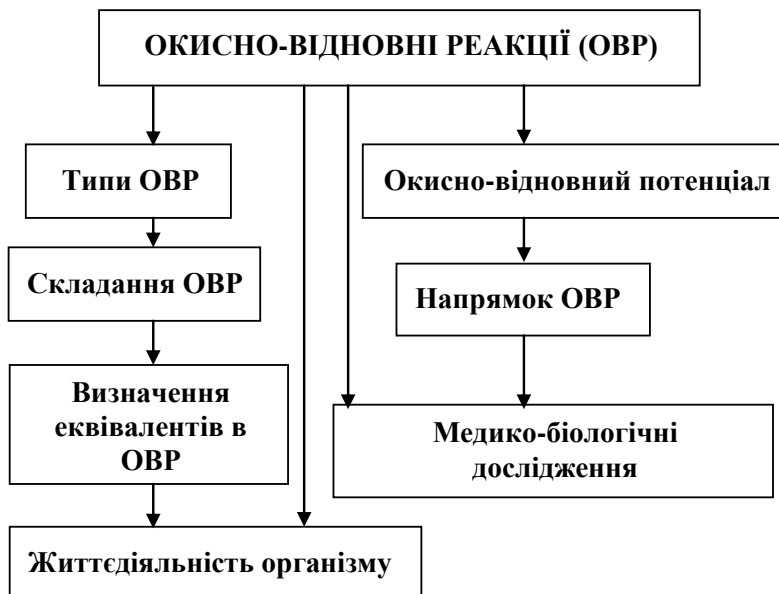
в) **практичні навички**

- складати рівняння ОВР іонно-електронним методом,

- розрахувати еквівалент, фактор еквівалентності, молярну масу еквівалента окисника та відновника в ОВР,

- визначати напрямок ОВР за значеннями стандартних окисно-відновних потенціалів.

5. Графологічна структура теми.



6. Орієнтована карта роботи студентів.

№ п.п	Етапи	Час у хв.	Навчальні й наочні засоби	Місце проведення
1.	Мотиваційна характеристика та план теми. Відповіді на питання студентів	30	Навчальний посібник (робочий зошит)	Навчальна кімната
2.	Самостійна робота студентів з методичною літературою, рішення навчальних завдань	35	Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці	
3.	Контроль знань	20		
4.	Аналіз і підведення підсумків заняття	4		
5.	Домашнє завдання	1		

7. Завдання для самостійної роботи:

- перелік питань, що підлягають вивченню:

1. Окисно-відновні реакції (ОВР). Типи ОВР.
2. Складання рівнянь реакцій електронно-іонним методом.

3. Визначення еквіваленту і відновника в ОВР.
4. Окисно-відновний потенціал, як міра окисної та відновної здатності системи. Напрямок ОВР.
5. Роль ОВР в життєдіяльності організму.
6. Використання ОВР в медико-біологічних дослідженнях.

1. Окисно-відновні реакції (ОВР). Типи ОВР

Реакції, у результаті яких змінюються ступені окиснення елементів, називаються *окисно-відновними реакціями (ОВР)*.

Для розуміння хімії окисно-відновних явищ, пригадаємо правило розрахунку в молекулі *ступеня окиснення* елементів:

1. Ступінь окиснення атома будь-якого елемента у вільному (незв'язаному) стані дорівнює нулю; так, атоми в молекулах простих речовин H_2 , O_2 , Fe, Cl, Na мають нульовий ступінь окиснення.

2. Ступінь окиснення будь-якого простого одноатомного іону дорівнює його заряду; наприклад, ступінь окиснення Na^+ +1, Ca^{2+} +2, а Cl^- -1.

3. Ступінь окиснення водню в більшості неіонних сполуках дорівнює +1. Це правило дійсне для сполук водню, таких, як H_2O , NH_3 або CH_4 . Для повних гідридів металів, наприклад, NaH ступінь окиснення водню -1.

4. Ступінь окиснення кисню дорівнює -2 в оксидах, де атоми кисню не утворюють ковалентного зв'язку між собою. Так, ступінь окиснення кисню дорівнює -2 в H_2O , H_2SO_4 , NO , CO_2 і CH_3OH , але у пероксиді водню, H_2O_2 , вона дорівнює -1. Іншим виключенням із правила є OF_2 , де ступінь окиснення кисню +2, а фтору -1.

5. У сполуках неметалів, що не містять водень і кисень, неметал з *більшою* електронегативністю вважається негативно зарядженим. Ступінь окиснення такого неметалу рівним заряду його найпоширенішого негативного іона. Наприклад, в CCl_4 ступінь окиснення хлору -1, а вуглецю +4. В CH_4 ступінь окиснення водню +1, а вуглецю -4. В SF_2 ступінь окиснення фтору -1, а сірки +6, але в CS_2 ступінь окиснення сірки -2, а ступінь окиснення вуглецю +4. У молекулах типа N_4S_4 з ковалентними зв'язками (де, атоми що з'єднуються,

близькі за електронегативністю) поняття ступеня окиснення втрачає зміст.

6. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів в молекулі сполуки повинна дорівнювати нулю. Отже, в NH_4Cl сума ступенів окиснення всіх атомів водню становить $4 \cdot (+1)$, а ступінь окиснення хлору -1 , тому ступінь окиснення N дорівнює -3 .

7. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у комплексному іоні повинна дорівнювати його загальному заряду. Так, в іоні NH_4^+ ступінь окиснення N повинна бути -3 і, отже, $-3+4=+1$. В іоні SO_4^{-2} сума ступенів окиснення чотирьох атомів кисню дорівнює -8 , тому сірка має ступінь окиснення $+6$.

8. В хімічних реакціях повинне виконуватися правило збереження алгебраїчної суми ступенів окиснення всіх атомів. Якщо в ході хімічної реакції ступінь окиснення атома підвищується, говорять, що він *окиснюється*, якщо ж ступінь окиснення атома знижується, говорять, що він *відновлюється*. В повному рівнянні хімічної реакції *окисні* й *відновні* процеси повинні точно компенсують один одного.

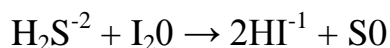
Користуючись викладеними вище правилами, обчислюють ступінь окиснення атомів у більшості молекул і комплексних іонів. При цьому виявляється, що для кожного елемента характерні певні ступені окиснення, які пов'язані з його положенням у періодичній системі.

Зміна ступеню окиснення обумовлена віддачею та приєднанням електронів. Віддача електронів супроводжується підвищенням ступеню окиснення елемента та називається окисненням.

Приєднання електронів супроводжується зниженням ступеню окиснення елемента та називається відновленням.

Речовина, до складу якого входить елемент, що відновлюється, є окисником.

Наприклад:



ступінь окиснення сірки зростає, вона окиснюється. Ступінь окиснення

йоду зменшується, він відновлюється. Окисник – йод, відновник – H_2S .

Сполуки, які містять даний елемент у найвищому ступені окиснення, можуть бути *тільки окисниками*. Сполуки з найнижчим ступенем окиснення елементу можуть бути *тільки відновниками*. Якщо ж елемент перебуває в проміжному ступені окиснення, то залежно від умов він може виконувати роль як окисника, так і відновника.

Наприклад: $\text{H}_2\text{S} + 6\text{O}_4$ – тільки окисник, H_2SO_3 – залежно від умов або окисник, або відновник, H_2S^{-2} – тільки відновник.

Найважливіші окисники:

– прості речовини, що складаються з атомів електронегативних елементів (F_2 , O_2 , Cl_2 і т.д.);

– кисневі кислоти з вищим ступенем окиснення неметалу (H_2SO_4 , HNO_3 , HMnO_4) і їх солі (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і т.д.)

– іони металів (особливо багатовалентних) з найвищим ступенем окиснення (Fe^{+3} , Cu^{+2} і т.д.)

– оксиди неметалів та перехідні елементи з найвищим ступенем окиснення (SO_3 , MnO_2 і т.д.) та всі пероксиди (H_2O_2 , Na_2O_2 і т.д.)

Найважливіші відновники:

– метали;

– водень, вуглець, CO ;

– безкисневі кислоти та їх солі (H_2S , HI і т.д.).

Всі окисно-відновні реакції класифікують на три типи: внутрішньо молекулярні реакції окиснення-відновлення, міжмолекулярні й реакції диспропорціонування (самоокиснення – самовідновлення). До першого типу реакцій відносять реакції в яких відбувається зміна ступеня окиснення різних атомів в одній і тій же молекулі.

Наприклад: $2\text{KCl}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

Міжмолекулярні реакції окиснення – відновлення супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів у різних молекулах. Ці реакції протікають у розчинах і крім окисника та відновника в рівняння реакції вводяться кислоти,

луг, вода. Прикладом є реакції за участю перманганату калію в різних середовищах. Реакції диспропорціонування властиві речовинам, що містять атоми елементів у проміжних ступенях окиснення. У цих реакціях один і той самий елемент приймає та віддає електрони. Ці реакції особливо типові для сполук галогенів.



2. Складання рівняння реакції електронно-іонним методом

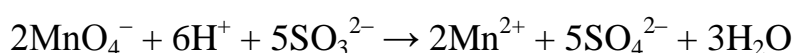
Для складання рівнянь реакцій окиснення - відновлення використовують 2 методи: електронний (метод електронного балансу) і електронно-іонний (метод напівреакцій). В першому методі складають рівняння внутрішньомолекулярних реакцій і реакцій диспропорціонування.

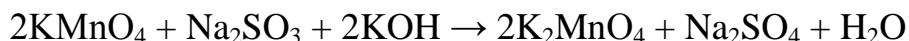
Електронно-іонний метод застосовують для складання рівнянь міжмолекулярних реакцій, що протікають у розчинах. Метод заснований на складанні напівреакцій для процесів окиснення та відновлення з наступним підсумовуванням їх у загальне рівняння. Розглянемо електронно-іонні схеми на прикладі окиснення сульфїту натрію перманганатом калію у різних середовищах.

Кисле середовище:

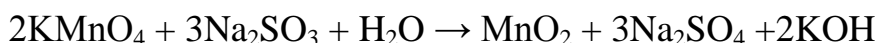


$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$	5
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2
$2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$	

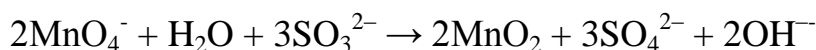


Лужне середовище:

$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	2
$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	1
$2\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	

Нейтральне середовище:

$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	2
$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$	3
$2\text{MnO}_4^- + 7\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{SO}_4^{2-} + 8\text{OH}^- + 6\text{H}^+$	



При складанні окисно-відновних реакцій цим методом розглядають іони або молекули окисника та відновника і продуктів реакції у тому вигляді, як вони існують у розчині. Слабкі електроліти та малорозчинні речовини записують у молекулярному виді. Далі враховують, що:

1. В окисно-відновних реакціях відбувається тільки еквівалентний обмін електронів між окисником та відновником.

2. Загальне число однойменних атомів у лівій частині рівняння повинне дорівнювати їхньому числу в правій.

3. Якщо у реакції окиснення-відновлення звільняється з вихідних сполук кисень у формі O^{2-} , то в кислих розчинах він зв'язується іонами H^+ у воду (на 1 зайвий кисень додають 2H^+) у нейтральних і лужні розчинах (O^{2-}) реагує з H_2O , утворюючи іони OH^- .

Кислі розчини: $O^{2-} + 2H^+ = H_2O$

Нейтральні й лужні розчини: $HOH + O^{2-} = 2OH^-$

4. Якщо ж вихідні сполуки сумарно містять менше атомів кисню, аніж сполука, що утвориться, то недолік поповнюється в кислих і нейтральних розчинах за рахунок відповідної кількості атомів кисню молекул води, а в лужних за рахунок іонів OH^- .

В кислих і нейтральних: $H_2O = O^{2-} + 2H^+$.

У лужні: $2OH^- = O^{2-} + H_2O$

Реакції за участю пероксиду водню: як уже було показано, H_2O_2 може бути як окисником так і відновником. Залежно від характеру середовища можливі наступні перетворення пероксиду водню:

H_2O_2 – окисник:

$H_2O_2 + 2e^- \rightarrow 2OH^-$ у лужному середовищі

$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$ в кислому середовищу.

H_2O_2 — відновник:

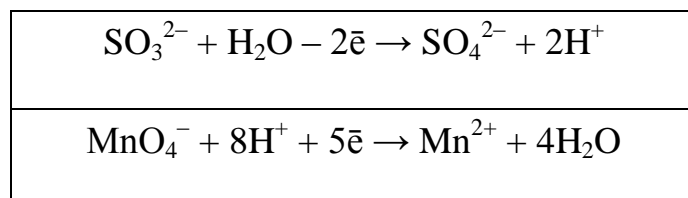
$H_2O_2 - 2e^- \rightarrow 2H^+ + O_2$ у кислих розчинах.

$H_2O_2 + 2OH^- - 2e^- \rightarrow 2H_2O + O_2$ у лужних розчинах.

3. Визначення еквіваленту і відновника в ОВР

Еквівалент окисника та відновника в ОВР не є величиною постійною та може змінюватись залежно від умов реакції. Щоб визначити молярну масу еквіваленту окисника, треба молекулярну масу окисника розділити на число електронів, приєднаних однією молекулою окисника.

Наприклад,



Еквівалентом відновника називається така його кількість, що відповідає одному відданому електрону в даній ОВР. Для визначення молярної маси еквіваленту відновника треба молекулярну масу відновника розділити на число електронів, відданих однією молекулою відновника.

$$E_{\text{FeSO}_4(\text{відн.})} = 152/1 = 152 \text{ г/моль}$$

За величиною стандартного редокс-потенціалу можна визначити напрямок і можливість протікання ОВР.

Для цього використовується ЕРС, що являє собою різницю редокс-потенціалів пара окисника та відновника. $ЕРС = e_{\text{окис}} - e_{\text{відн}}$

Якщо $ЕРС > 0$, реакція відбувається, при $ЕРС < 0$ реакція не протікає.

Наприклад, чи піде реакція $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaI}$?

$$e_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}^{3+}}^0 = 0,77 \text{ В}, e_{2\text{I}^-|\text{I}_2}^0 = 0,53 \text{ В}.$$

$$ЕРС = e_{\text{окис}} - e_{\text{відн}} = 0,77 - 0,53 = 0,24 \text{ В}.$$

Дана реакція можлива, оскільки ЕРС величина позитивна:



Стандартний окисно – відновний потенціал у біохімії відрізняється від електрохімічного. Його визначають для умов:

$$a = 1, T = 298 \text{ К и } pH = 7.$$

Стандартні окисно – відновні біохімічні потенціали e^0 вимірюються у вольтах і зв'язані зі стандартним електрохімічним потенціалом:

$$e^0 = e^0 - 0,059 \cdot pH = e^0 - 0,059 \cdot 7 = e^0 - 0,41 \text{ В}.$$

При біологічному окисненні перенос водню від молекули субстрату до кисню здійснюється у кілька етапів. Весь шлях біологічного окиснення характеризується зміною потенціалу від $-0,42$ до $+0,81$ В.

4. Окисно-відновний потенціал, як міра окисної та відновної здатності системи. Напрямок ОВР

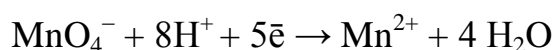
Кількісною мірою системи окисників та відновників є нормальний окисно-відновний потенціал e^0 , що відноситься до двох станів елементу. У парі того самого елемента більший ступінь окиснення визначає окисну форму, менший ступінь окиснення - відновну форму.

Наприклад:

$$e^0_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}} = + 0,77 \text{ В}$$

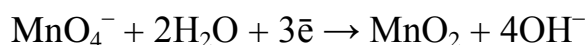
Fe^{3+} – окисна форма; Fe^{2+} – відновна форма.

Нормальні окисно-відновні потенціали – це енергія яка виділяється (+) або поглинається (–) при приєднанні електронів до окисної форми для переходу у відновну форму, якщо активність (концентрація) цих форм дорівнює 1 моль/л (або 1 г-іон/л). Всі нормальні окисно – відновні потенціали вимірюють щодо величини водневого потенціалу умовно прийнятого за 0, $e^0_{\text{H}_2|\text{H}^+} = 0$, тобто ці величини відносні, та їх можна знайти в хімічних довідниках. У багатьох випадках перехід елемента з окисної форми у відновну вимагає певного середовища (кислого, нейтрального, лужного). Часто середовище бере участь у процесі. У цьому випадку до окисної форми окисника додають відповідні іони й молекули, що визначають середовище. Тільки при їх участі може бути здійснений зазначений перехід. Так KMnO_4 , є окисником, відновлюється (переходить у відновну форму) по-різному, залежно від середовища. Середовище визначає й силу цього окисника. У кислому середовищі іон MnO_4^- може перейти в Mn^{2+} (при наявності відновника), якщо кисень зв'яжеться з іонами водню з утворенням води (на 4 атоми кисню потрібно 8 іонів водню).

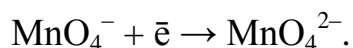


потенціал e^0 цього процесу = 1,56 В.

У нейтральному середовищі: $e^0 = 0,6 \text{ В}$.



У лужному середовищі: $e^0 = 0,56 \text{ В}$.



У цьому випадку лужне середовище не бере участь в утворенні кінцевого іона, але визначає перехід в іон MnO_4^{2-} . Якщо більше величина e^0 , то система має більші окисні властивості. Якщо менше ця величина, то система має більші відновні властивості.

Облік величини нормальних окисно-відновних потенціалів дозволяє скласти рівняння ОВР по двох напівреакціях, які можуть бути практично здійснені. Реакція між двома окисно-відновними системами може протікати в тому випадку, якщо різниця потенціалів $\Delta e^0 (e^0_1 - e^0_2)$ більше 0,2 В. Чим більше різниця, тим швидше й до кінця протікає реакція.

Для розрахунку окисно-відновного потенціалу використовують рівняння Нернста:

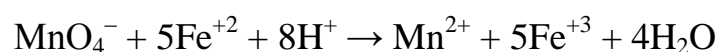
$$e = e^0_{\text{ок}} + (0.059/n)\lg(C_{\text{ок.ф.}}/C_{\text{в.ф.}})$$

Розглядаємо залежність \lg від співвідношення концентрацій окисної форми до відновної форми. Застосування $\lg^0_{\text{ок/відн}}$ можливо для оцінки різних систем:

а) окисно-відновних властивостей систем на прикладі:

$F_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2F^-$	$H_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2H^+$
$e^0_{\text{ок/відн}} = +2,85 \text{ В}$	$e^0_{\text{ок/відн}} = -2,23 \text{ В}$
ОКИСНИК	ВІДНОВНИК

б) напрямок протікання окисно-відновного процесу:



окислена форма:

$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	$e^0_{\text{ок/відн}} = +1,63 \text{ В}$
$Fe^{+3} + \bar{e} \rightarrow Fe^{+2}$	$e^0_{\text{ок/відн}} = +0,77 \text{ В}$

так як $\lg^0_{\text{ок/восст}}$ першої системи вище, чим другої, то при контакті перша буде виступати в ролі окисника, друга – у ролі відновника.

5. Роль ОВР у життєдіяльності організму

Окисно-відновні процеси мають велику роль у життєдіяльності живих організмів: у здійсненні процесів, сукупність яких становить обмін речовин, а отже, і в життєдіяльності організму. Більшу роль грають окисно-відновні реакції. За сучасними поданнями суть біологічного окиснення полягає в приєднанні до субстрату кисню або у відриві водню або електрону та перенос їх від однієї молекули до іншої. В організмі процеси окиснення й відновлення взаємозалежні. Вони каталізуються специфічними ферментами: оксиредуктазами, дегідрогеназами та ін. Завдяки процесам біологічного окиснення та відновлення виділяється енергія, необхідна для протікання життєво важливих процесів, утворюються низькомолекулярні органічні речовини, що використовуються організмом для біосинтезу його специфічних складових, відбувається руйнування й знешкодження продуктів метаболізму й т.д. Слід зазначити, що біологічні окисно-відновні процеси мають ряд своїх особливостей: по-перше, вони протікають через ряд проміжних стадій і енергія при цьому звільняється невеликими порціями, що дозволяє клітці використати її найбільше повно. По-друге, виділена в процесі біохімічного окиснення енергія запасується у зв'язках АТФ і ін. макроергічних сполук (процес окисного фосфорилування).

До окисно-відновних реакцій організму відносяться:

- реакції циклу трикарбонових кислот (цикл Кребсу);
- тканинне дихання;
- реакції фотосинтезу;
- реакції бродіння та гліколізу;
- реакції окиснення й синтезу жирних кислот і багато інших процесів, що протікають у будь-якій живій клітині.

Порушення окисно-відновних процесів в організмі часто є причиною патології. Зокрема, при недостатньому насиченні крові киснем в організмі розвивається гіпоксія. Важкі форми гіпоксії можуть викликати повне припинення доставки кисню тканинам – аноксію. При цьому настає втрата

свідомості, що при несвоєчасній допомозі може призвести до летального (від лат. сл. *letalis* – смертельний) наслідку. Найчастіше ці патологічні явища спостерігаються при отруєнні чадним газом, промисловими газами, що містять анілін, нітробензол та інші кров'яні отрути.

6. Використання ОВР у медико-біологічних дослідженнях

Окисно-відновні реакції використовується в аналітичній практиці, у якісному й кількісному аналізі (оксидиметрія або редоксометрія). Основні методи оксидиметрії залежно від типу реакцій та застосованих робочих розчинів – перманганатометрія, йодометрія, хроматометрія й ін. Цими методами користуються в клінічних дослідженнях для визначення в крові сечової кислоти, кальцію, ферменту каталази та ін. (перманганатометрія); визначення цукру в крові, окисного ферменту пероксидази (йодометрія); у санітарно-гігієнічній практиці ці методи використовують при дослідженні питних і стічних вод; в аналізі хлорного вапна; у фармації – для аналізу лікарських препаратів.

- перелік практичних навичок, якими необхідно оволодіти.

Після розгляду теми треба вміти складати рівняння ОВР іонно-електронним методом, розраховувати еквівалент, фактор еквівалентності, молярну масу еквівалента окисника та відновника в ОВР, визначати напрямок ОВР за значеннями стандартних окисно-відновних потенціалів.

8. Ситуаційні задачі для визначення кінцевого рівня знань.

1. Окисно-відновна реакція може протікати, якщо $e_{\text{ок}}^0 - e_{\text{відн}}^0$

А. Дорівнює 0 В

Б. Менше 0 В

В. Більше 0 В

2. Окиснення – це процес

А. Віддачі електронів

Б. Приєднання електронів

В. Віддача протонів H^+

Г. Приєднання OH^- групи

3. Чи впливає середовище (кисле, нейтральне, лужне) на перехід елементу з окисненої форми до відновної?

А. Ні

Б. Так

В. В деяких випадках

Г. Рідко

Еталони відповідей: 1 – Б; 2 – А; 3 – Б.

9. Рекомендації до оформлення результатів роботи

Алгоритми вирішення навчальних питань аудиторної та самостійної роботи і результати занести у робочий зошит.

10. Література

а) основна:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, Г.О. Сирова, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (Затверджено Міністерством освіти і науки України (лист МОН України №1/11-1152 від 05.02.13) та Міністерством охорони здоров'я України як базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів IV рівня акредитації (напрями «Лікувальна справа» та «Стоматологія»).

2. Завгородній І.В., Сирова Г.О., Ткачук Н.М. та ін. Медична хімія. Навчальний посібник рекомендований МОЗ та МОН України як навчальний посібник для самостійної роботи студентів вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації, Харків, ХНМУ, 2010. – 268 с.

3. Завгородній І.В., Ткачук Н.М., Петюніна В.М. та ін. Навчальний посібник для самостійної роботи студентів медичного факультету по курсу «Медична хімія» Модуль 2: «Рівновага в біологічних системах на межі розподілу фаз», Харків, ХНМУ, 2008. – 116 с.

б) допоміжна:

1. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Цыганенко А.Я. Биофизическая химия. – Киев: «Вища школа», 1986. – 272с.

2. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2003. –464с.
3. Зеленин К.Н. Химия. –Санкт-Петербург: «Специальная Литература», 1997. – 688с.
4. Чанг Р. Физическая химия с приложениями к биологическим системам. – Москва, «Мир», 1980.