

**Комунальний заклад  
«Бердянський медичний коледж»  
Запорізької обласної ради**

*Погоджено*  
Завідувач навчально-методичним  
кабінетом Звез А.Г. Заліська  
« 31 » серпня 2017 р.  
Завідувач відділення А- А.В. Порецький  
« 01 » вересня 2017 р.

*Розглянуто і схвалено*  
на засіданні циклової комісії природничо-  
наукової підготовки  
Протокол № 1 від « 31 » серпня 2017 р.  
Голова комісії Звез К.В. Відоменко

**ЗАВДАННЯ**  
**ДО ДОМАШНЬОЇ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ**  
**З НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ**  
для студентів заочної форми навчання  
спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація»

2017 р.

## **Пояснювальна записка**

З метою якісного й суцільного контролю теоретичних знань та сформованості практичних навичок та умінь студенти виконують одну домашню контрольну роботу. Варіант домашньої контрольної роботи визначає викладач на настановчій сесії.

Для виконання домашньої контрольної роботи з неорганічної хімії потрібно, перш за все, ретельно проробити теоретичний матеріал, використовуючи рекомендовану навчальну літературу, ознайомитись із зразками виконання типових завдань, які вміщено в даному методичному посібнику.

### **Правила оформлення контрольної роботи**

Домашня контрольна робота виконується на аркушах форматом А4 від руки або друкується. У разі написання роботи від руки письмо має бути охайним, розбірливим. У роботі обов'язково залишається поле (4см) для зауважень рецензента.

Текст питання (задачі) студент переписує зі збереженням нумерації завдання. Відповіді на питання контрольної роботи, що не потребують розрахунків, повинні бути вичерпними, логічними, достатньо короткими, містити рівняння хімічних реакцій у молекулярній та іонній формах (де це потрібно). Оформлення розрахункових задач повинно містити коротку умову задачі, рівняння відповідних хімічних реакцій, розрахункові формули.

При відповідях на питання контрольної роботи слід звертати увагу на відповідні приклади розв'язання типових завдань або задач, які містяться в даному методичному посібнику.

У кінці роботи обов'язково подається список використаної літератури.

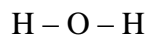
## Приклади розв'язування типових вправ та задач

### Закон еквівалентів

**Еквівалент (Е)** – це така кількість елемента, простої або складної речовини, яка приєднує або заміщує у хімічних реакціях один моль атомів Гідрогену або взаємодії з одним еквівалентом іншої речовини (моль):



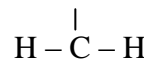
$$E(\text{Cl}) = 1$$



$$E(\text{O}) = 1/2$$



$$E(\text{N}) = 1/3$$



$$E(\text{C}) = 1/4$$

**Еквівалентна маса ( $E_m$ )** – це маса одного еквівалента  $E_m = EM$  (г/моль)

**Еквівалентний об'єм ( $E_v$ )** – це об'єм, який займає один еквівалент газоподібної речовини за нормальних умов.

$$E_v = EV_m$$

**Еквівалент елемента у сполуці**  $E = 1/\text{с.о.}$  (с.о. – абсолютне значення ступеня окислення елемента у сполуці)

Приклад:  $\text{N}_2\text{O}_5$   $E_m(\text{N}) = 14/5 = 2,8$  г/моль

**Еквівалент простої речовини**  $E = 1/V$  (V – валентність елемента за Гідрогеном).

Приклад:  $\text{O}_2$   $E_m(\text{O}_2) = 32/2 = 16$  г/моль

### Еквіваленти складних речовин

**Еквівалент оксиду**  $E = 1/n \cdot \text{с.о.}$  (n – число атомів елемента, який утворює оксид)

Приклад:  $\text{Al}_2\text{O}_3$   $E_m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102/(2 \cdot 3) = 17$  г/моль

**Еквівалент основи**  $E = 1/\text{кислотність основи}$

(кислотність основи визначають числом гідроксогруп, здатних заміщуватися кислотним залишком)

Приклад:  $\text{Al}(\text{OH})_3$   $E_m = 78/3 = 26$  г/моль

**Еквівалент кислоти**  $E = 1/\text{основність кислоти}$

(основність кислоти визначають числом атомів Гідрогену, здатних заміщуватися катіоном металу)

Приклад:  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $E_m = 98/2 = 49$  г/моль

**Еквівалент солі**  $E = 1/n \cdot z$  (z – абсолютне значення заряду катіона)

Приклад:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$   $E_m = 342/(2 \cdot 3) = 57$  г/моль

При обчисленні еквівалента кислих солей слід враховувати, що не заміщені на катіон атоми Гідрогену складають аніон:

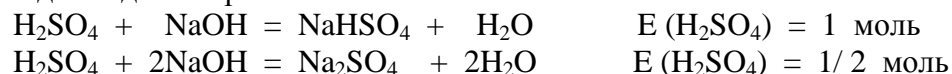
$$E(\text{CaHPO}_4) = 1/(1 \cdot 2) \text{ моль} \quad E(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 1/(1 \cdot 2) \text{ моль}$$

При обчисленні еквівалента основних солей враховують, що гідроксогрупи входять до складу катіона:

$$E((\text{ZnOH})_2\text{SO}_4) = 1 / (2 \cdot 1) \text{ моль}$$

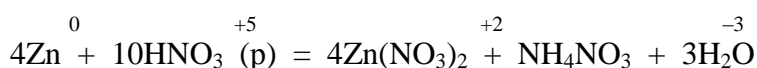
### Еквіваленти речовин в умовах хімічної реакції

В умовах хімічної реакції еквівалент речовини визначають кількістю еквівалентів сполуки, яка взаємодіє з даною речовиною:



### Еквіваленти речовин в окисно-відновних реакціях

**Еквівалент окисника або відновника**  $E = 1 / n\bar{e}$  ( $n\bar{e}$  – число електронів, приєднаних або відданих однією молекулою окисника або відновника)

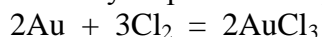


### Закон еквівалентів

**Маси реагуючих речовин прямо пропорційні їх еквівалентним масам:**

$$\boxed{\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}}}$$

Наприклад, еквівалентну масу золота обчислюють, користуючись властивістю хлору при нагріванні окислювати золото з утворенням хлориду ауруму (III):



Оскільки еквівалентна маса хлору дорівнює  $E_m(\text{Cl}_2) = M(\text{Cl}_2) / 2 = 71 / 2 = 35,5$  г/моль, а маси взаємодіючих золота та хлору відповідно дорівнюють:

$$\begin{aligned} m(\text{Au}) &= 2 \cdot 197 = 394 \text{ г} \\ m(\text{Cl}_2) &= 3 \cdot 71 = 213 \text{ г} \end{aligned}$$

тоді за законом еквівалентів:

$$\frac{394}{213} = \frac{E_m(\text{Au})}{35,5} \quad E_m(\text{Au}) = 65,7 \text{ г/моль}$$

Якщо одна з реагуючих речовин газоподібна, то у формулі закону еквівалентів замість маси використовують її об'єм та еквівалентний об'єм:

$$\boxed{\frac{m}{E_m} = \frac{V}{E_v}}$$

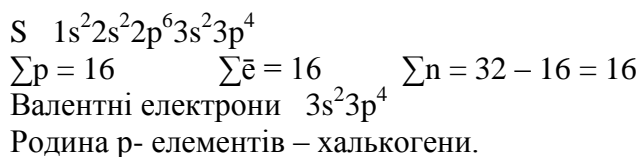
Еквівалентна маса складної речовини дорівнює сумі еквівалентних мас елементів, що входять до її складу. Наприклад,  $E_m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 / (2 \cdot 3) = 102 / 6 = 17$  г/моль.

Також вона дорівнює сумі еквівалентних мас Алюмінію та Оксигену:

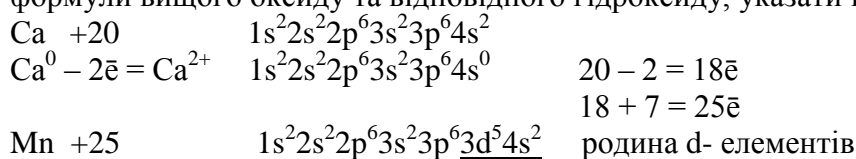
$$E_m(\text{Al}) = 27 / 3 = 9 \text{ г/моль} \quad E_m(\text{O}) = 16 / 2 = 8 \text{ г/моль} \quad 9 + 8 = 17 \text{ г/моль}$$

## Електронна будова атома

**Приклад № 1** Скласти електронно-графічну формулу атома елемента з порядковим номером 16. Визначити кількість протонів, нейтронів та електронів, указати валентні електрони; указати, до якої родини відноситься цей елемент.



**Приклад № 2** Атом елемента має на сім електронів більше, ніж іон Кальцію. Визначити цей елемент. Скласти його електронну та графічну формулу. Вказати родину елемента, характер елемента, можливі валентні стани, вищий та нижчий ступені окиснення. Скласти формули вищого оксиду та відповідного гідроксиду, указати їх характер.



	s									
1	↑↓	p						d		
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑
4	↑↓									

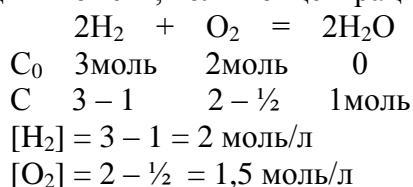
характер елемента – метал  
можливі валентності II, VII  
Вищий ступінь окиснення +7.  
Вищий оксид  $Mn_2O_7$  – кислотний.  
Нижчий ступінь окиснення 0.  
Відповідний гідроксид  $HMnO_4$  – перманганатна кислота

## Хімічна кінетика

**Закон діючих мас:** Швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин.



**Приклад № 1** Вихідні концентрації водню та кисню складають відповідно 3 та 2 моль/л. Визначити їх концентрації в момент, коли концентрація  $H_2O$  становить 1 моль/л.



**Приклад № 2** Як зміниться швидкість прямої реакції  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ , якщо концентрацію водню підвищити у 3 рази?

$$v_0 = k[N_2][H_2]^3$$

$$v = k[N_2][3H_2]^3 = 27 k[N_2][H_2]^3$$

$$v/v_0 = 27 \text{ раз}$$

**Закон Вант-Гоффа:** З підвищенням температури на кожні  $10^\circ$  швидкість гомогенної реакції збільшується в 2 – 4 рази.

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

**Приклад № 3** Як зміниться швидкість реакції при підвищення температури від 50°C до 70°C, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 3?

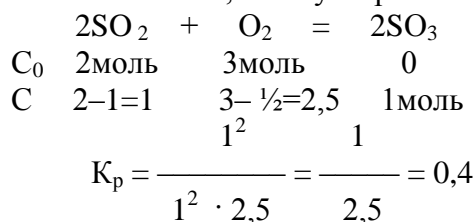
$$v_2/v_1 = 3^{\frac{70-50}{10}} = 3^2 = 9 \text{ раз}$$

**Хімічна рівновага характеризується константою рівноваги.**

Константа хімічної рівноваги прямо пропорційна добутку концентрацій продуктів реакції та зворотно пропорційна добутку концентрацій вихідних речовин.



**Приклад № 4** Вихідні концентрації SO<sub>2</sub> та O<sub>2</sub> складають відповідно 2 та 3 моль/л. Визначити константу рівноваги в момент, коли утворилося 1 моль/л SO<sub>3</sub>.



### Розчини

**Масова частка розчиненої речовини** – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, виражене в долях одиниці або у відсотках.

$$\omega \text{ р.р.} = \frac{m \text{ р.р.}}{m \text{ р-ну}} \cdot 100 \%$$

**Приклад № 1** Скільки грамів барій хлориду і води необхідно взяти для приготування 200 г 1%-вого розчину?

<b>Дано:</b>	<b>Розв'язання:</b>
m р-ну = 200г	m р.р.
ω р.р. = 1%	ω р.р. = $\frac{m \text{ р.р.}}{m \text{ р-ну}} \cdot 100 \%$
m (BaCl <sub>2</sub> ) – ?	m р.р. = m р-ну · ω р.р.
m (H <sub>2</sub> O) – ?	m р.р. = 200 · 0,01 = 2г
	m (H <sub>2</sub> O) = 200 – 2 = 198г

Для води об'єм і маса чисельно рівні, тому що ρ (H<sub>2</sub>O) = 1г/мл

**Відповідь:** m(BaCl<sub>2</sub>) = 2г ; m(H<sub>2</sub>O) = 198г

**Молярна концентрація (C<sub>m</sub>)** – це кількість моль розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину [ моль/л ]:

$$C_m = \frac{v \text{ р.р.}}{V_{\text{р-ну}}}$$

$$C_m = \frac{m}{MV}$$

$$m = C_m MV \quad 1 \text{ л} = 1000 \text{ мл}$$

**Приклад № 2** Яку масу натрій гідроксиду треба взяти для приготування розчину об'ємом 250 мл з молярною концентрацією 0,3 моль/л?

<b>Дано:</b>	<b>Розв'язання:</b>
$V_{р-ну} = 250 \text{ мл}$	$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$
$C_m = 0,3 \text{ моль/л}$	$0,3 \cdot 40 \cdot 250$
$m(\text{NaOH}) - ?$	$m(\text{NaOH}) = \frac{\quad}{1000} = 3 \text{ г}$

**Відповідь:**  $m(\text{NaOH}) = 3 \text{ г}$

**Нормальна концентрація ( $C_n$ )** – це кількість моль еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину.

$$C_n = \frac{v_{\text{е р.р.}}}{V_{\text{р-ну}}}$$

$$C_n = \frac{m}{E_m V}$$

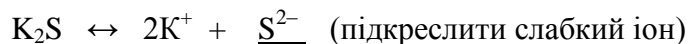
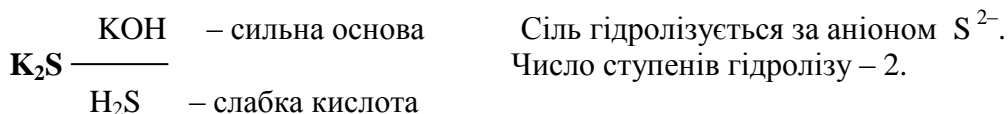
$$m = C_n E_m V \quad 1 \text{ л} = 1000 \text{ мл}$$

**Приклад № 3** Яку масу безводної соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  необхідно взяти для приготування 500 мл 0,1н розчину цієї солі?

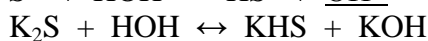
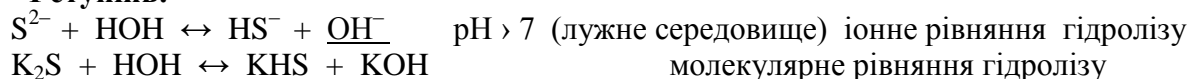
<b>Дано:</b>	<b>Розв'язання:</b>
$V_{р-ну} = 500 \text{ мл}$	$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$
$C_n = 0,1 \text{ н}$	$106$
$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$	$E_m = \frac{\quad}{2} = 53 \text{ г/моль}$
	$0,1 \cdot 53 \cdot 500$
	$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{\quad}{1000} = 2,65 \text{ г}$

**Відповідь:**  $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2,65 \text{ г}$

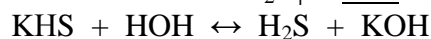
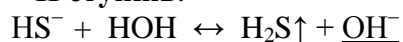
### Гідроліз солей



**I ступінь:**



**II ступінь:**



## Окисно-відновні реакції

### Алгоритм складання окисно-відновних рівнянь реакцій методом електронного балансу

Послідовність дій	$\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
1. Визначити ступені окислення елементів.	$  \begin{array}{ccccccc}  0 & +1+5-2 & +2 & +5 & -2 & -3 & +1+5-2 & +1-2 \\  \text{Mg} + \text{HNO}_3 & \rightarrow & \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 & + & \text{NH}_4\text{NO}_3 & + & \text{H}_2\text{O}  \end{array}  $
2. Виявити елементи, які змінюють ступені окислення.	Mg та N
3. Скласти електронні рівняння процесів окислення та відновлення.	$  \begin{array}{l}  \text{Mg}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{+2} \\  \text{N}^{+5} + 8\bar{e} \rightarrow \text{N}^{-3}  \end{array}  $
4. Знайти коефіцієнти, які урівнюють число отриманих і відданих електронів.	$  \begin{array}{l}  \text{Mg}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{+2} \quad 2 \quad 8 \quad 4 \quad \text{відновник} \\  \text{N}^{+5} + 8\bar{e} \rightarrow \text{N}^{-3} \quad 8 \quad 2 \quad 1 \quad \text{окисник}  \end{array}  $
5. Підставити знайдені коефіцієнти в рівняння (коефіцієнт 1 не виставляється).	$4\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
6. Встановити шляхом порівняння решту коефіцієнтів.	$4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
7. Провести перевірку правильності розстановки коефіцієнтів, підрахувавши кількість атомів Оксигену у лівій та правій частинах.	<p>У лівій частині: <math>10 \cdot 3 = 30</math> атомів Оксигену.</p> <p>У правій частині: <math>4 \cdot 3 \cdot 2 + 3 + 3 = 30</math> атомів Оксигену.</p>





<u>Число лігандів</u>		<u>Назви лігандів</u>			
2 – ди	6 – гекса	Cl <sup>-</sup>	хлоро	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ніtrato
3 – три	7 – гепта	F <sup>-</sup>	фторо	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	карбонато
4 – тетра	8 – окта	Br <sup>-</sup>	бромо	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	сульфато
5 – пента		Γ	йодо	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	фосфато
		S <sup>2-</sup>	тіо		
		OH <sup>-</sup>	гідроксо	H <sub>2</sub> O <sup>0</sup>	аква
		CN <sup>-</sup>	ціано	NH <sub>3</sub> <sup>0</sup>	амін
		SCN <sup>-</sup>	тіоціанато	CO <sup>0</sup>	карбоніл
		NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	нітро	NO <sup>0</sup>	нітрозил

[Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]SO<sub>4</sub> – тетраамінкупрум(II) сульфат  
[Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]Cl – діамінаргентум хлорид

- **Комплексний аніон**

**корінь латин. назви**

**Зовнішня сфера + число лігандів – їх назва – комплексоутворювача + ат**

K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] – калій гексаціаноферат(III)  
K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] – калій гексаціаноферат(II)  
Na[Al(OH)<sub>4</sub>] – натрій тетрагідроксоалюмінат  
Na<sub>2</sub>[Zn(OH)<sub>6</sub>] – натрій гексагідроксоцинкат

- **Комплексна молекула**

**Число лігандів – їх назва – назва комплексоутворювача**

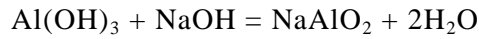
[Pt(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>Br<sub>2</sub>] – діаміндибромплатина

# Контрольна робота

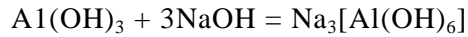
Контрольна робота складається з питань та задач, пов'язаних з вивченням атомно-молекулярного вчення, теорії будови атому, типів хімічного зв'язку та будови молекул, основних законів хімії, хімічної кінетики, способів вираження концентрації розчинів, властивостей розбавлених розчинів електrolітів, гідролізу солей, окисно-відновних реакцій, комплексних сполук.

## Закон еквівалентів

1. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Нітрогену в сполуках:  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ .
2. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Фосфору в сполуках:  $\text{H}[\text{PO}_2\text{H}_2]$ ,  $\text{H}_2[\text{PO}_3\text{H}]$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{KH}[\text{PO}_3\text{H}]$ .
3. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Стибію в сполуках:  $\text{KSbO}_2$ ,  $\text{SbCl}_5$ ,  $\text{K}_2\text{HSbO}_4$ ,  $\text{NaSbO}_3$ ,  $\text{SbH}_3$ .
4. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Сульфуру в сполуках:  $\text{FeS}$ ,  $\text{FeS}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ .
5. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Оксигену в сполуках:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{BaO}_2$ .
6. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Хрому в сполуках:  $\text{CrOHCl}$ ,  $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ .
7. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Феруму в сполуках:  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{BaFeO}_4$ ,  $\text{FeS}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeOHCl}_2$ .
8. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Мангану в сполуках:  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{K}_4\text{MnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ .
9. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Арсену в сполуках:  $\text{NaAsO}_2$ ,  $\text{KH}_2\text{AsO}_4$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{AsH}_3$ .
10. Обчислити еквівалент та еквівалентну масу Бісмуту в сполуках:  $\text{BiCl}_3$ ,  $\text{NaBiO}_3$ ,  $\text{BiOCl}$ ,  $\text{BiO}_2\text{NO}_3$ ,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ .
11. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{KH}_2\text{AsO}_4$ ,  $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .
12. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{H}_2\text{SiO}_4$ ,  $\text{KIO}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ .
13. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{H}_5\text{IO}_6$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{V}_2\text{O}_5$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{FeOHSO}_4$ .
14. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{KBrO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ .
15. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{HIO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ .
16. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{NaHCO}_3$ .
17. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ ,  $\text{ZnSeO}_4$ ,  $\text{CuOHNO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .
18. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_4$ ,  $\text{ZnOHCl}$ .
19. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_3$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ,  $\text{AlOHSO}_4$ .
20. Розрахувати еквівалентну масу складних речовин:  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{AlOHCl}_2$ .
21. Розрахувати еквівалентну масу алюміній гідроксиду в реакції:  
$$\text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{AlOH}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
22. Розрахувати еквівалентну масу алюміній гідроксиду в реакції:



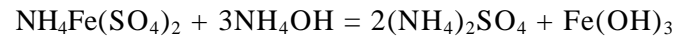
23. Розрахувати еквівалентну масу алюміній гідроксиду в реакції:



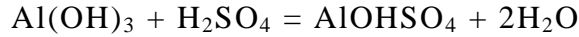
24. Розрахувати еквівалентну масу солі Мора в реакції:



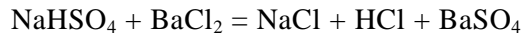
25. Розрахувати еквівалентну масу залізо-амонійних галунів у реакції:



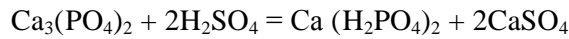
26. Розрахувати еквівалентну масу алюміній гідроксиду в реакції:



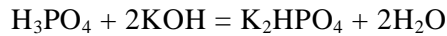
27. Розрахувати еквівалентну масу натрію гідрогенсульфату в реакції:



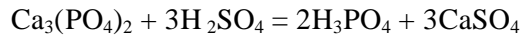
28. Розрахувати еквівалентну масу кальцій фосфату в реакції:



29. Розрахувати еквівалентну масу фосфатної кислоти в реакції:



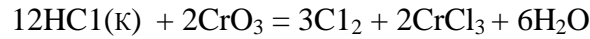
30. Розрахувати еквівалентну масу кальцій фосфату в реакції:



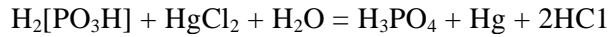
31. Розрахувати еквівалентну масу окисника в реакції:



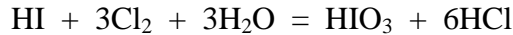
32. Розрахувати еквівалентну масу окисника в реакції:



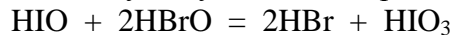
33. Розрахувати еквівалентну масу відновника в реакції:



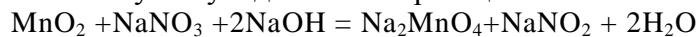
34. Розрахувати еквівалентну масу відновника в реакції:



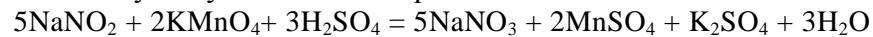
35. Розрахувати еквівалентну масу окисника в реакції:



36. Розрахувати еквівалентну масу відновника в реакції:



37. Розрахувати еквівалентну масу відновника в реакції:



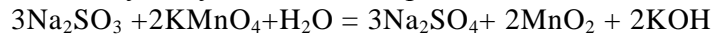
38. Розрахувати еквівалентну масу окисника в реакції:



39. Розрахувати еквівалентну масу окисника в реакції:



40. Розрахувати еквівалентну масу відновника в реакції:



41. Обчислити еквівалентну масу металу, 0,46г якого витісняють з кислоти 62,35 мл водню, зібраного над водою при температурі 17°C та під тиском  $1,017 \cdot 10^5$  Па.

Відповідь:  $E_m = 87,32$  г/моль

42. При окисненні 2,28г металу утворюється 3,78г його оксиду. Обчислити еквівалентну та молярну масу металу, валентність якого дорівнює 2.

Відповідь:  $E_m = 12,16$  г/моль;  $M = 24,32$  г/моль

43. При відновленні 1,17г оксиду стануму (II) воднем утворилося 0,16г води. Обчислити еквівалентну масу стануму.

Відповідь:  $E_m = 57,8$  г/моль

44. Обчислити еквівалентну масу металу, 0,05г якого витісняють з кислоти 28 мл водню.

Відповідь:  $E_m = 20$  г/моль

45. Обчислити еквівалентну масу і назвати двохвалентний метал, 6,5г якого витісняють з кислоти 2,24л водню (н.у.).

Відповідь:  $E_m = 32,5$  г/моль; цинк

46. 2г двохвалентного металу витісняють з кислоти 1,12л водню (н.у.). Обчислити еквівалентну та молярну масу металу, назвати метал.

Відповідь:  $E_m = 20$  г/моль;  $M = 40$  г/моль; кальцій

47. При термічному розкладі аргентум (I) оксиду утворилося 2,158г срібла та 0,16г кисню. Обчислити еквівалентну та молярну масу металу.  
Відповідь:  $E_m = M = 107,9$  г/моль
48. Обчислити еквівалентну масу металу, якщо 3,г йодиду цього металу містять 1,9г йоду.  
Відповідь:  $E_m = 100,2$  г/моль
49. Метал утворює два хлориди, що містять 37,45% та 54,51% хлору. Обчислити еквівалентну масу металу в кожному хлориді.  
Відповідь:  $E_{m1} = 59,3$  г/моль;  $E_{m2} = 29,6$  г/моль
50. Обчислити еквівалентну масу металу, 0,5г якого витісняють з кислоти 190мл водню, зібраного над водою при температурі 21°C та під тиском 101,325 кПа.  
Відповідь:  $E_m = 31,82$  г/моль

### Будова атома

51. Скласти електронні формули атомів Фосфору та Купруму. Указати, до якої електронної родини відноситься кожний з цих елементів. Визначити число протонів та нейтронів в ядрі їх атомів.
52. Указати послідовність заповнення електронами атомних орбіталей 4d, 5s, 5d, 6s. Сформулювати правило, що визначає цю послідовність.
53. Скласти електронно-графічні формули атомів елементів з порядковими номерами 15 та 27. Визначити число протонів, нейтронів та електронів у їх атомах.
54. Згідно з принципом Паулі указати максимальне число електронів на s-, p-, d- та f-підрівнях даного енергетичного рівня.
55. Дати визначення поняттю **ізотоп**. Пояснити причину нецілочисельних значень атомних мас більшості хімічних елементів. Визначити атомну масу Аргентуму, якщо відомо, що масові частки ізотопів у природному сріблі становлять відповідно  $^{109}\text{Ag} - 40\%$  та  $^{107}\text{Ag} - 60\%$ .
56. Дати визначення поняттю **s-, p-, d- та f-елементів**. Указати значення магнітного квантового числа **m**, якщо орбітальне квантове число  $\ell = 0, 1, 2, 3$ .
57. Енергетичний стан електрона в атомі визначається чотирма квантовими числами n, m,  $\ell$  та s. Указати, які значення приймає кожне з них. Визначити набір квантових чисел для зовнішнього рівня атома Натрію.
58. Скласти електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 17 та 25. Указати, до якої електронної родини відноситься кожний з цих елементів.
59. Навести електронні та електронно-графічні формули атомів елементів II періоду, які можуть мати на p-підрівні один електрон, враховуючи як основний, так і збуджений стани атому.
60. Укажіть число вільних d-орбіталей в основному стані атомів елементів з порядковими номерами 23, 40, 42, 47, 49.
61. Скласти електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 14 та 40. Указати, до якої електронної родини відноситься кожний з цих елементів.
62. Пояснити фізичну суть головного та орбітального квантових чисел; указати, які значення вони приймають.
63. Пояснити фізичну суть магнітного квантового числа; указати, які значення вони приймають при даному числовому та буквенному значенні орбітального квантового числа. Заповнити таблицю:

$\ell$		m
буквене значення	числове значення	
s	0	0
p		
d		
f		

64. Скласти електронну формулу елемента, в атомі якого міститься один електрон на 3d-орбіталі. Указати період, групу, підгрупу та символ цього елемента.
65. Навести формули для розрахунку електронної ємності енергетичного рівня та підрівня, число орбіталей на даному рівні та підрівні. Сформулювати принцип Паулі.
66. Сформулювати правила Клечковського. Визначити порядок заповнення електронами орбіталей 3d, 4s, 4p, 5s, 5p.
67. Указати період, групу та символ хімічного елемента, атому якого відповідає електронна формула  $\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ . До якої електронної родини він відноситься?
68. Указати можливі значення квантових чисел для електронів другого та третього енергетичних рівнів. Заповнити таблицю:

n	l	m	s
2			
3			

69. Указати число протонів та нейтронів у ядрі ізотопу атома Карбону  $^{12}\text{C}$ . Скласти електронну формулу атома Карбону в основному та збудженому стані.
70. Скласти електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 14 та 40. Підкреслити валентні електрони і указати, до якої електронної родини відноситься кожний з цих елементів.

### Періодичний закон і періодична система елементів Д.І.Менделєєва

71. Дати визначення поняттю **енергія іонізації**. Указати, як змінюється відновна активність елементів у періодах та групах періодичної системи зі зростанням їх порядкового номеру.
72. Дати визначення поняттю **енергія спорідненості до електрона**. Указати, як змінюється окисна активність елементів у періодах та групах періодичної системи зі зростанням їх порядкового номеру.
73. Дати визначення поняттю **електронегативність**. Указати, як вона змінюється у р-елементів у періодах та групах періодичної системи зі зростанням їх порядкового номеру.
74. Пояснити, як за допомогою значення відносної електронегативності елементів можна оцінити характер хімічних зв'язків у сполуках. Визначити полярність Н – О та Е – О зв'язків у сполуках і встановити характер їх дисоціації у водному розчині:  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sb}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{NaOH}$ .
75. За положенням елементів у періодичній системі визначити, який з гідроксидів є більш сильною основою: а)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  чи  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ; б)  $\text{KOH}$  чи  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .
76. Дати сучасне формулювання періодичного закону. Пояснити, чому в періодичній системі елементів Аргон розміщений перед Калієм, Телур перед Йодом, Торій перед Протактинієм.
77. Скласти формули вищих оксидів та відповідних їм гідроксидів елементів третього періоду. Указати, як змінюється їх характер при переході від Натрію до Хлору. Назвати отримані сполуки за систематичною номенклатурою.
78. Скласти електронні формули ізоелектронних іонів: а)  $\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ; б)  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ .
79. Дати визначення поняттю **атомного та іонного радіусів**. Указати, як вони змінюються у періодах та групах періодичної системи зі зростанням порядкового номеру елементів.
80. Розташувати елементи в кожній групі за зменшенням атомних радіусів.
81. Пояснити подібність та відмінність елементів: а) Сульфуру та Хрому; б) Мангану та Хлору.
82. Пояснити діалектичний закон переходу кількісних змін у якісні на прикладі зміни властивостей простих речовин та сполук елементів VII А групи.
83. Дати характеристику впливу енергії іонізації та атомного радіусу на металічні властивості простих речовин на прикладі елементів головної та побічної підгрупи I

- групи періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва.
84. Пояснити, за якою ознакою елементи об'єднуються в s-, p-, d- та f- родини та чому f- елементи умовно розміщують в одній клітинці короткої форми періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва.
  85. Дати визначення поняттям *період, група, підгрупа* періодичної системи. Указати валентні електрони у s-, p-, d- та f- елементів.
  86. Сформулювати закон Мозлі та написати його математичне визначення. Дати сучасне формулювання періодичного закону та порівняти його з формулюванням Д.І.Менделєєва.
  87. Скласти формули оксидів та гідроксидів елементів з  $ns^2, ns^2np^3$  валентними електронами.
  88. Пояснити, як за електронною формулою визначити період та групу хімічного елемента. Визначити положення у періодичній системі Д.І.Менделєєва та символ елемента, атом якого має електронну формулу ...  $3s^23p^63d^54s^2$ .
  89. Указати хімічні елементи, в атомах яких спостерігається „провал” зовнішнього s- електрона на d- підрівень передзовнішнього енергетичного рівня, і пояснити причину цього явища.
  90. Визначити період, групу та символ хімічного елемента, катіон якого  $E^{3+}$  має електронну формулу ...  $3s^23p^63d^54s^0$ .

### Хімічні зв'язки

91. Дати визначення поняттю *ковалентний зв'язок*. Охарактеризувати її параметри та властивості. Пояснити будову молекули води з позицій методу валентних зв'язків (ВЗ).
92. Дати визначення поняттю *полярність зв'язку*. Визначити тип хімічного зв'язку в молекулах:  $N_2, H_2O, CCl_4, SiH_4, HF$ .
93. Описати обмінний та донорно-акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. Навести приклади. Указати донор та акцептор при утворення іонів:  $H_3O^+, NH_4^+, BF_4^-$ .
94. Дати визначення поняттю  *$\sigma$ - та  $\pi$ - зв'язки*. Пояснити поняття *кратності зв'язку* на прикладі будови молекули азоту.
95. Скласти електронно-графічні формули атома Хлору в нормальному та збудженому станах. Указати мінімальну та максимальну валентність Хлору, обумовлену неспареними електронами. Навести приклади сполук, в яких вони реалізуються.
96. Скласти електронно-графічні формули атома Сульфуру в нормальному та збудженому станах. Чому дорівнює валентність Сульфуру в сполуках  $H_2SO_4$  та  $H_2S$  ?
97. Дати визначення поняттю *дипольний момент*. Указати, яка з молекул  $HF, HCl, HBr, HI$  характеризується найменшим дипольним моментом.
98. Дати визначення поняттю водневий зв'язок, навести приклади. Пояснити причину того, що  $H_2O$  та  $HF$ , що мають менші молекулярні маси, ніж  $H_2S$  та  $HCl$ , плавляться та киплять при більш високих температурах.
99. Дати визначення поняттю *іонний зв'язок*. Описати механізм його утворення та властивості. Навести приклади іонних сполук. Скласти електронні формули іонів  $Ca^{2+}, S^{2-}, F^-$ .
100. Дати визначення поняттю *ступінь окиснення*. Визначити ступінь окиснення та валентність Карбону в сполуках:  $CH_4, CH_3OH, HCOOH, CO, CO_2, C_2H_2$ .

### Хімічна кінетика

101. Вихідні концентрації азоту та водню складають відповідно 1,5 та 2,5 моль/л. Обчислити їх концентрації в момент, коли концентрація амоніаку становить 0,5 моль/л.  
Відповідь:  $[N_2] = 1,25$  моль/л;  $[H_2] = 1,75$  моль/л
102. Обчислити константу рівноваги реакції  $CO(g) + H_2O(g) \leftrightarrow CO_2(g) + H_2(g)$  у момент, коли рівноважні концентрації становлять:  $[CO_2] = 1,6 \cdot 10^{-2}$  моль/л;  $[H_2] = 1,6 \cdot 10^{-2}$  моль/л;  $[CO] = 1,6 \cdot 10^{-2}$  моль/л;  $[H_2O] = 1,6 \cdot 10^{-2}$  моль/л; Відповідь:  $K_p = 1$
103. Визначити, як зміниться швидкість прямої реакції при розведенні реагуючої суміші у 4 рази:



Відповідь: зменшиться у 16 раз.

104. Визначити, як зміниться швидкість прямої реакції  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$  при підвищенні тиску у 2 рази.  
Відповідь: зросте у 8 раз.
105. Записати вираз константи рівноваги ( $K_p$ ) гомогенної реакції  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ . Визначити, як зміниться швидкість прямої реакції при підвищенні концентрації водню у 3 рази.  
Відповідь: зросте у 27 раз.
106. Визначити, як зміниться швидкість гомогенної газової реакції при підвищенні температури на  $60^\circ\text{C}$ , якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.  
Відповідь: зросте у 64 рази.
107. Записати вираження швидкості прямого та зворотного процесів для реакцій:  

$$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI} \qquad 2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$$

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 \qquad 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \leftrightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$$
108. Указати напрямок зміщення рівноваги реакції  $\text{PCl}_5 (\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г})$ ;  $\Delta H = 129,70 \text{ кДж}$   
а) при підвищенні температури; б) при підвищенні тиску.
109. У замкнутій посудині відбувається оборотний процес  $\text{PCl}_5 (\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г})$ . Вихідна концентрація  $\text{PCl}_5$  становила 2,4 моль/л. Рівновага встановилася після дисоціації 33,3%  $\text{PCl}_5$ . Обчислити константу рівноваги.  
Відповідь:  $K_p = 0,4$
110. Визначити, як зміниться швидкість гомогенної газової реакції при зниженні температури від  $70^\circ\text{C}$  до  $20^\circ\text{C}$ , якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.  
Відповідь: зменшиться у 32 рази.

### Загальні властивості розчинів.

#### Способи вираження концентрації речовини.

111. До 300мл розчину нітратної кислоти з масовою часткою 40% ( $\rho = 1,25\text{г/мл}$ ) додали 125мл води. Обчислити масову частку нітратної кислоти у добутому розчині.  
Відповідь: 30%
112. Хлороводень, добутий при дії надлишку концентрованої сульфатної кислоти на 29,25г натрій хлориду, пропустили крізь 250мл 2,5н розчину натрій гідроксиду. Визначити масу добутої солі та реакцію добутого розчину на лакмус.  
Відповідь: 29,25г, лакмус – синій ( $\text{pH} > 7$ )
113. Обчислити об'єм розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 30% ( $\rho = 1,33\text{г/мл}$ ), необхідний для приготування 250мл розчину з масовою часткою 14% ( $\rho = 1,15\text{г/мл}$ ).  
Відповідь: 100,9мл
114. Нашатирний спирт містить 10% амоніаку. Обчислити об'єм газу (н.у.), необхідний для приготування 1000мл нашатирного спирту ( $\rho = 0,96\text{г/мл}$ ).  
Відповідь: 126,5л
115. У воді масою 128г розчинили 40мл метилового спирту ( $\rho = 0,80\text{г/мл}$ ). Визначити молярну концентрацію добутого розчину ( $\rho = 0,97\text{г/мл}$ ).  
Відповідь: 6,1М
116. Обчислити об'єм розчину з масовою часткою натрій карбонату 15% ( $\rho = 1,16\text{г/мл}$ ), необхідний для приготування 120мл 0,45М розчину.  
Відповідь: 32,9мл
117. Обчислити об'єм 3М розчину натрій хлориду ( $\rho = 1,12\text{г/мл}$ ), який необхідно додати до 200г води, щоб добути розчин з масовою часткою 10%.  
Відповідь: 315мл
118. Обчислити об'єм вуглекислого газу, що утворюється при змішуванні 15мл розчину натрій карбонату з масовою часткою 7% ( $\rho = 1,07\text{г/мл}$ ) та 8мл розчину нітратної кислоти з масовою часткою 16% ( $\rho = 1,09\text{г/мл}$ ).  
Відповідь: 0,24л



119. Обчислити масу осаду, що утворюється при пропусканні 280мл (н.у.) вуглекислого газу крізь 20г розчину барій гідроксиду з масовою часткою 12%.  
Відповідь: 2,46г
120. Обчислити кількість речовини аргентум (I) хлориду, що утворюється при змішуванні 120мл розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 10% ( $\rho = 1,05\text{г/мл}$ ) та 200мл 0,5М аргентум нітрату.  
Відповідь: 0,1моль
121. Обчислити об'єм 1,6М розчину хлоридної кислоти, необхідний для нейтралізації 57,2г кристалічної соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .  
Відповідь: 250мл
122. Обчислити масу натрій карбонату, необхідну для приготування 5л розчину масовою часткою 8% ( $\rho = 1,075\text{г/мл}$ ).  
Відповідь: 430г
123. Обчислити масову частку купрум (II) сульфату в розчині, добутому при розчиненні 50г мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  у 450г води.  
Відповідь: 6,4%
124. Обчислити об'єм 0,1н розчину ортофосфатної кислоти, виготовленого з 75мл 0,75н розчину.  
Відповідь: 560мл
125. Для нейтралізації 20мл 0,1н розчину кислоти витратили 8мл розчину натрій гідроксиду. Обчислити масу речовини в 1л цього розчину.  
Відповідь: 10г
126. Обчислити масову частку хлоридної кислоти в розчині, добутому при розчиненні 33,6л хлороводню (н.у.) у 245,25г води.  
Відповідь: 18,25%
127. Визначити масу води, в якій необхідно розчинити 4,48л сульфур (IV) оксиду для отримання розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 4,1%.  
Відповідь: 387,2г
128. Обчислити молярну концентрацію еквіваленту розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 59,24% ( $\rho = 1,49\text{г/мл}$ ).  
Відповідь: 18моль/л
129. Обчислити масову частку 12,2М розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,35\text{г/мл}$ ).  
Відповідь: 56,9%
130. Обчислити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту розчину натрій карбонату з масовою часткою 10% ( $\rho = 1,102\text{г/мл}$ ).  
Відповідь: 1,04моль/л; 2,08моль/л

### Розчини електролітів. Гідроліз солей.

131. Скласти іонні та молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються при змішуванні розчинів:  
а) аргентум (I) нітрату та натрій гідроксиду; б) хром (III) хлориду та натрій гідроксиду.
132. Скласти іонні та молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються між розчинами речовин:  
а) кальцій гідрогенкарбонату та кальцій гідроксиду;  
б) натрій силікату та хлоридної кислоти;  
в) кальцій хлориду та оксалатної кислоти.
133. До кожного з розчинів  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  додали надлишок сульфатної кислоти. Скласти іонні та молекулярні рівняння реакцій.
134. Скласти іонні та молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються між розчинами речовин:  
а) меркурій (II) нітрату та натрій гідроксиду;  
б) аргентум (I) нітрату та натрій йодиду;  
в) кадмій (II) сульфату та натрій сульфіді;  
г) натрій карбонату та хлоридної кислоти.
135. Скласти іонні та молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються між розчинами речовин:

- а) купрум (II) сульфату та сірководню;
  - б) ферум (II) сульфїду та хлоридної кислоти;
  - в) натрій сульфїту та хлоридної кислоти;
  - г) натрій гїдроксиду та вуглекислим газом.
136. Пояснити можливїсть розчинення у бензолї NaCl, I<sub>2</sub>, HI.
  137. Пояснити рїзницю розчинностї у водї наступних газїв: водню, кисню, азоту, хлору, хлороводню, амонїаку.
  138. Скласти їоннї та молекулярнї рївняння гїдролїзу, що вїдбувається при змїшуваннї розчинїв калїй сульфїду та хром (III) хлориду.
  139. Скласти їоннї та молекулярнї рївняння гїдролїзу солей: манган (II) хлориду, натрїй карбонату, нїкол (II) нїтрату; указати реакцїю середовища в кожному розчинї.
  140. Скласти їоннї та молекулярнї рївняння гїдролїзу амонїй ацетату, указати реакцїю середовища в розчинї.
  141. Скласти їоннї та молекулярнї рївняння гїдролїзу амонїй хлориду, указати реакцїю середовища в розчинї.
  142. Скласти їоннї та молекулярнї рївняння гїдролїзу натрїй карбонату, указати реакцїю середовища в розчинї.
  143. Скласти їоннї та молекулярнї рївняння гїдролїзу натрїй ортофосфату, указати реакцїю середовища в розчинї.
  144. Скласти їоннї та молекулярнї рївняння гїдролїзу натрїй дигїдрогенортофосфату, указати реакцїю середовища в розчинї.
  145. Скласти їоннї та молекулярнї рївняння гїдролїзу, що вїдбувається при змїшуваннї розчинїв натрїй карбонату та алюмїнїй хлориду.

### Окисно-вїдновнї реакцїї

146. Окисно-вїдновнї реакцїї. Класифїкацїя окисно-вїдновних реакцїй. Поняття про процеси окиснення та вїдновлення.
147. Поняття про окисники та вїдновники. Найважливїшї окисники та вїдновники, що використовуються у фармацевтичнїй практицї.
148. Враховуючи ступенї окиснення Хрому, Йоду та Нїтрогену в сполуках K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, KI, NaNO<sub>2</sub>, визначити, яка з цих сполук є тїльки окисником, яка є тїльки вїдновником, а яка може виявляти окисно-вїдновну двоїстїсть. Вїдповїдь пїдтвердити прикладами рївнянь реакцїй.
149. Електронно-їоннїй метод визначення коефїціентїв при складаннї рївнянь окисно-вїдновних реакцїй. Його суть та переваги порївняно з методом електронного балансу. Навести приклади.
150. Визначити коефїціенти в окисно-вїдновних реакцїях електронно-їонним методом:  

$$\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
151. Розрахувати масу кристалїчного калїй перманганату, необхідного для приготування 500мл 0,02н розчину, що використовують для окисно-вїдновного титрування в кислому середовищї.
152. На основї будови електронних оболонок Сульфуру в S<sup>2-</sup>, SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> - їонах пояснити їх окисно-вїдновнї властивостї. Навести приклади вїдповїдних реакцїй.
153. Закїнчити рївняння реакцїї, розставити коефїціенти електронно-їонним методом, розрахувати еквївалентну масу окисника: KBr + KBrO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> →
154. Указати продукти вїдновлення калїй перманганату залежно вїд реакцїї середовища. Навести приклади вїдповїдних реакцїй.
155. Класифїкацїя окисно-вїдновних реакцїй: внутрїшньомолекулярнї, мїжмолекулярнї, реакцїї диспропорцїонування.

## Комплексні сполуки

- 156.** По дисоціації на зовнішню та внутрішню сфери комплексні сполуки класифікують на комплексні кислоти, основи, солі та неелектроліти. Визначте тип комплексних сполук:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ;  $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ ;  $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ ;  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ .  
Дайте їм назви та напишіть вирази загальних констант нестійкості комплексних іонів.
- 157.** Складіть рівняння електролітичної дисоціації наступних комплексних сполук:  $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CN})_4]$ ;  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ ;  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ .  
Напишіть вирази загальних констант нестійкості комплексних іонів.
- 158.** Складіть координаційні формули комплексних сполук:  $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ ;  $\text{Zn}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{KOH}$ ;  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 2\text{NaCH}_3\text{COO}$ ;  $\text{HgI}_2 \cdot 2\text{KI}$ , якщо координаційне число комплексоутворювачів в цих сполуках дорівнює 4. Складіть назви цих комплексних сполук.
- 159.** Емпірична формула комплексної солі  $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Координаційне число Хрому дорівнює 6. Напишіть координаційну формулу комплексної сполуки, якщо відомо, що надлишок аргентум нітрату  $\text{AgNO}_3$  осаджує з розчину комплексної сполуки 2 моль  $\text{AgCl}$ . Складіть назву даної комплексної сполуки.
- 160.** Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються за участю комплексних сполук:  
 $\text{KI} + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$  ;  $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$  .
- 161.** Випробування фармацевтичних препаратів на солі калію ґрунтується на утворенні жовтого кристалічного осаду  $\text{NaK}_2[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Складіть рівняння реакції калій хлориду з  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Складіть назву комплексної сполуки, яка утворюється. Напишіть вираз загальної константи нестійкості комплексного іону.
- 162.** Відомі дві комплексні солі Кобальту, які відповідають одній й тій самій емпіричній формулі  $\text{CoClSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$ . Одна з них в розчині з  $\text{BaCl}_2$  дає осад  $\text{BaSO}_4$ , але не дає осаду з  $\text{AgNO}_3$ , інша ж  $\text{AgNO}_3$  дає осад  $\text{AgCl}$ , але з  $\text{BaCl}_2$  осаду  $\text{BaSO}_4$  не дає. Напишіть координаційні формули обох комплексних солей, рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах взаємодії їх з утворенням осадів  $\text{AgCl}$  та  $\text{BaSO}_4$ . Укажіть вид ізомерії комплексних сполук.
- 163.** Напишіть рівняння реакцій комплексоутворення:  
 $\text{Hg}(\text{NO}_3)_{2(\text{p})} + \text{KI}_{(\text{надл})} \rightarrow$  ;  $\text{BeSO}_{4(\text{p})} + \text{NaOH}_{(\text{надл})} \rightarrow$  ;  $\text{AgCl} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_{3(\text{надл})} \rightarrow$ .  
Назвіть сполуки, що утворились за систематичною номенклатурою.
- 164.** Напишіть рівняння реакцій та назвіть комплексні сполуки, що утворились за систематичною номенклатурою:  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH}_{(\text{надл})} \rightarrow$  ;  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KCN}_{(\text{надл})} \rightarrow$  ;  
 $\text{AgCl} + \text{KCN}_{(\text{надл})} \rightarrow$  ;
- 165.** Напишіть хімічні формули комплексних сполук: а) диціаноаргентат натрію, б) гексацианохромат (III) калію, в) бромід гексаамінкобальту (III), г) йодид бромопентаамінкобальту (III), нітрат діакватетрааміннікелю (II).

## Варіанти та номери завдань для домашньої контрольної роботи

Варіант	Завдання										
<b>1</b>	1	21	41	51	71	91	101	111	141	146	156
<b>2</b>	2	22	42	52	72	92	102	112	142	147	157
<b>3</b>	3	23	43	53	73	93	103	113	143	148	158
<b>4</b>	4	24	44	54	74	94	104	114	144	149	159
<b>5</b>	5	25	45	55	75	95	105	115	145	150	160
<b>6</b>	6	26	46	56	76	96	106	116	131	151	161
<b>7</b>	7	27	47	57	77	97	107	117	132	152	162
<b>8</b>	8	28	48	58	78	98	108	118	133	153	163
<b>9</b>	9	29	49	59	79	99	109	119	134	154	164
<b>10</b>	10	30	50	60	80	100	110	120	135	155	165
<b>11</b>	11	31	41	61	81	91	101	121	136	146	156
<b>12</b>	12	32	42	62	82	92	102	122	137	147	157
<b>13</b>	13	33	43	63	83	93	103	123	138	148	158
<b>14</b>	14	34	44	64	84	94	104	124	139	149	159
<b>15</b>	15	35	45	65	85	95	105	125	140	150	160
<b>16</b>	16	36	46	66	86	96	106	126	141	151	161
<b>17</b>	17	37	47	67	87	97	107	127	142	152	162
<b>18</b>	18	38	48	68	88	98	108	128	143	153	163
<b>19</b>	19	39	49	69	89	99	109	129	144	154	164
<b>20</b>	20	40	50	70	90	100	110	130	145	155	165
<b>21</b>	1	26	41	56	76	91	101	116	131	146	156
<b>22</b>	2	27	42	57	77	92	102	117	132	147	157
<b>23</b>	3	28	43	58	78	93	103	118	133	148	158
<b>24</b>	4	29	44	59	79	94	104	119	134	149	159
<b>25</b>	5	30	45	60	80	95	105	120	135	150	160
<b>26</b>	6	31	46	61	81	96	106	121	136	151	161
<b>27</b>	7	32	47	62	82	97	107	122	137	152	162
<b>28</b>	8	33	48	63	83	98	108	123	138	153	163
<b>29</b>	9	34	49	64	84	99	109	124	139	154	164
<b>30</b>	10	35	50	65	85	100	110	125	140	155	165

## Список рекомендованої літератури

### Основна:

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учеб.пособие для студентов нехим. спец. вузов. –27-е изд., испр. – Л.: Химия, 1988. – 702 с.
2. Голуб О.А., Корнілов М.Ю., Скопенко В.В. та ін. Вступ до хімічної номенклатури. — К.: Школяр, 1997. — 48 с.
3. Левітін Є.Я., Ключєва Р.Г., Бризицька А.М. Загальна та неорганічна хімія. — В.: Нова книга, 2001. — 483 с.
4. Левітін Є.Я., Ключєва Р.Г., Бризицька А.М. та ін. Практикум із загальної та неорганічної хімії. — Х.: Вища шк., 1998. — 116 с.
5. Луцевич Д.Д., Березан О.В. Конспект-довідник з хімії. — К.: Вища шк., 1997. — 240с.
6. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. — К.: Вища шк., 1998. — 480с.
7. Сухан В.В., Табенська Т.В., Капустян А.Й., Горлач В.Ф. Хімія. — К.: Либідь, 1993. — 408 с.
8. Державна Фармакопея України, 2001.

### Додаткова:

1. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. — К.: Вища шк., 1991. — 430с.
2. Корнілов М.Ю., Білодід О.І., Голуб О.А. Термінологічний словник з хімії. — К.: ІЗИН. — 632 с.
3. Середа І.П. Конкурсні задачі з хімії. — К.: Вища шк., 1995.
4. Хомченко І.Г. Загальна хімія: Пер. з рос. Михайлової М.Д. — К.: Вища шк., 2000. — 424с.
5. Хомченко І.Г. Збірник задач і вправ з хімії: Пер. з рос. Старобагатька Є.В.). — К.: Вища шк., 1992. — 246 с.