

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ, НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
ДОНЕЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ФІЗИЧНОЇ І ОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ**

“ЗАТВЕРДЖУЮ”
Проректор з навчальної роботи

“ _____ ” _____ 2013 року

РОБОЧА ПРОГРАМА
нормативної навчальної дисципліни
циклу природничо-наукової підготовки
„ФІЗИЧНА ХІМІЯ”

Галузь знань: 0503 «Розробка корисних копалин»

Напрямок підготовки: 6.050303 "Переробка корисних копалин"

Спеціалізація: «Збагачення корисних копалин» - ЗКК

Навчально-науковий інститут ДВНЗ «Донецький національний технічний університет»

Факультет Гірничий факультет

Донецьк- 2013 рік

Робоча програма нормативної навчальної дисципліни циклу природничо-наукової підготовки „ФІЗИЧНА ХІМІЯ” для студентів за напрямом підготовки 6.050303 "Переробка корисних копалин"

„___” _____ 2013 року- __ с.

Розробник: Беляєва О.О., доцент кафедри фізичної і органічної хімії, к.х.н.

Робоча програма затверджена на засіданні кафедри загальної хімії

Протокол від “___” _____ 2013 року № ___

Завідувач кафедри, проф., д.х.н.

_____ (Ю.Б. Висоцький)
«___» «_____» 2013 року.

Схвалено методичною комісією вищого навчального закладу за напрямом підготовки 6.050303 "Переробка корисних копалин"

Протокол від “___” _____ 2013 року № ___

Голова, д.х.н., проф.

_____ (_____)
“___” _____ 2013 року

1. Опис навчальної дисципліни

Найменування показників	Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни	
		денна форма навчання	заочна форма навчання
Кількість кредитів – 4	Галузь знань: 0503 «Розробка корисних копалин» Напрямок підготовки: 6.050303 "Переробка корисних копалин"	Вибіркова	
Модулів –	Спеціальність: «Збагачення корисних копалин» - ЗКК	Рік підготовки:	
Змістових модулів – 2		2013-й	-й
Індивідуальне науково-дослідне завдання _____ (назва)		Семестр	
Загальна кількість годин - 144		Осінній	-й
Тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних – 1,09 самостійної роботи студента – 3	Освітньо-кваліфікаційний рівень: бакалавр	Лекції	
		32 год.	год.
		Практичні, семінарські	
		год.	год.
		Лабораторні	
		16 год.	год.
		Самостійна робота	
54 год.	год.		
		Індивідуальні завдання: год.	
		Вид контролю: екзамен	

Примітка.

Співвідношення кількості годин аудиторних занять до самостійної і індивідуальної роботи становить:

для денної форми навчання – 5,84

для заочної форми навчання - -

2. Мета та завдання навчальної дисципліни

Мета: Метою курсу викладення основних законів та закономірностей, що визначають протікання хімічного процесу. Курс фізичної хімії будується на основі відомостей, як було засвоєно під час вивчення курсу неорганчної хімії. Він поглиблює фундаментальні знання основних законів природознавства, які було отримано при вивченні попередніх дисциплін, сприяє формуванню інженерного мислення, та технічну підготовку, що необхідна для розуміння та подальшого вивчення різноманітних технологічних процесів.

Завдання: головним завданням курсу одночасне засвоєння основних положень теоретичних хімічних процесів, вивчення методів кількісного врахування впливу різних факторів на протікання хімічного процесу та вивчення залежності хімічних властивостей речовин від хімічних властивостей.

В результаті вивчення навчальної дисципліни «Фізична хімія» студент повинен

знати:

- загальні методи керування хімічним процесом;
- основні положення хімічної термодинаміки;
- основні положення хімічної кінетики;
- закономірності побудови діаграм стану речовин.

вміти:

- розрахувати тепловий ефект та інші термодинамічні параметри хімічної реакції;
- оцінювати принципову можливість перебігу хімічної реакції за певних умов;
- розраховувати константи рівноваги та виходу продуктів хімічної реакції.
- визначати залежності температури плавлення сумішей від їх складу.

3. Програма навчальної дисципліни

Змістовий модуль 1. Термодинамічний метод.

Тема 1. Вступ до фізичної хімії

Визначення предмета фізичної хімії та її завдання. Основні визначення термодинаміки. Термодинамічна система. Системи гомогенні та гетерогенні. Ізольовані системи. Термодинамічні параметри стану.

Тема 2. Перший постулат термодинаміки

Визначення енергії та одиниці її вимірювання. Внутрішня енергія. Теплота і робота. Еквівалентність теплоти та роботи – дослідження Джоуля. Внутрішня енергія та її зв'язок з теплотою та роботою. Внутрішня енергія як функція стану системи. Формулювання першого закону термодинаміки. Робота. Теплоємність, її визначення. Теплоємність середня та істинна. Залежність теплоємності від температури. Визначення істинної теплоємності. Ентальпія, її визначення. Зв'язок між теплоємностями за постійного тиску та постійного об'єму. Рівняння політропи ідеального газу.

Тема 3. Термохімія.

Поняття про теплоту хімічних реакцій. Умови, за яких теплота хімічних реакцій є функцією стану. Закон Гесса. Способи запису рівнянь хімічних реакцій у термохімії. Основні способи визначення теплоти хімічних реакцій. Теплоти утворення хімічних сполук. Приклади розрахунку теплот утворення хімічних сполук. Калориметрія – основи вимірювання та використання їх результатів. Залежність теплоти процесів від температури (рівняння Кірхгофа) та їх розрахунок.

Тема 4. Другий закон термодинаміки

Поняття самодовільних несамодовільних процесів. Другий закон термодинаміки. Ентропія та її визначення. Зміна ентропії для рівноважних і нерівноважних процесів. Методи розрахунку ентропії. Графічний та числовий методи розрахунку ентропії. Зв'язок ентропії з ймовірністю стану системи, рівняння Больцмана. Ентропія – міра неупорядкованості системи. Вільна енергія Гіббса і вільна енергія Гельмгольца, їх зв'язок з параметрами системи та використання термодинамічних потенціалів для характеристики рівноваги й напрямку протікання процесів. Рівняння максимальної роботи (рівняння Гіббса – Гельмгольца).

Характеристичні функції та їх зв'язок з параметрами системи. Умови

Тема 5. Хімічні рівноваги

Загальна характеристика хімічної рівноваги. Умови хімічної рівноваги. Опис рівноваги за допомогою вільної енергії Гіббса та вільної енергії Гельмгольца. Одержання аналітичного виразу закону діючих мас і його використання для характеристики рівноваги в конкретних системах. Вільна енергія Гіббса хімічної реакції та стандартна вільна енергія Гіббса реакції. Загальна характеристика хімічної рівноваги в гетерогенних системах. Рівняння закону діючих мас для гетерогенних хімічних реакцій та його використання для конкретних процесів. Вплив температури на хімічну рівновагу. Рівняння ізобари та ізохори Вант–Гоффа. Залежність вільної енергії Гіббса та константи рівноваги від температури.

Тема 6. Термодинаміка розчинів

Розчини, основні поняття. Концентрація розчинів – вагова частка та ваговий відсоток, об'ємна концентрація, мольна концентрація, мольне відношення. Сучасний стан теорії розчинів. Зміна вільної енергії Гіббса під час утворення розчинів необмежено та взаємно обмежено розчинених речовин. Використання хімічного потенціалу для характеристики рівноваги в гетерогенних системах. Термодинамічні функції ідеальних розчинів газів (сумішей ідеальних газів). Неідеальні розчини газів. Фугітивність компонентів розчину. Тиск насиченої пари бінарних рідких розчинів. Закон Дальтона. Закон Рауля. Ідеальні розчини. Гранично розведені розчини. Закон Генрі. Реальні розчини. Відхилення від закону Рауля.

Змістовий модуль 2. Молекулярно-кінетичний метод і фазові рівноваги.

Тема 1(7). Гетерогенні фазові рівноваги

Основні поняття – фаза, компонент, гомогенні та гетерогенні системи. Визначення кількості незалежних складових системи за наявності хімічної взаємодії між ними. Умови рівноваги в гетерогенних системах, правило фаз Гіббса та його використання для визначення числа степенів вільності або кількості фаз у рівноважній системі. Загальна характеристика однокомпонентних систем. Діаграма стану однокомпонентної системи. Пояснення можливих залежностей тиску насиченої пари від температури під час фазових переходів. Діаграма стану води. Діаграма стану сірки. Характеристика діаграм стану систем, компоненти яких утворюють стійкі за температури топлення хімічні сполуки. Діаграми стану систем, компоненти яких утворюють хімічні сполуки, що топляться з розкладом. Діаграми стану систем з обмеженою розчинністю компонентів у конденсованих фазах. Загальна характеристика твердих розчинів. Умови утворення твердих розчинів впровадження та заміщення. Тверді розчини,

компоненти яких взаємно обмежено розчинні. Тверді розчини, компоненти яких взаємно необмежено розчинні.

Тема 2(8). Хімічна кінетика

Основні положення формальної кінетики. Характеристика зворотних і незворотних реакцій; молекулярність і порядок реакції. Кінетична характеристика незворотних реакцій першого порядку. Період піврозпаду. Кінетична характеристика незворотної реакції другого порядку. Кінетична характеристика реакції n -ного порядку. Паралельні реакції та їх кінетична характеристика. Послідовні реакції та зміна концентрації всіх учасників реакції. Кінетична характеристика лімітуючої стадії складного хімічного процесу. Методи визначення порядку реакції.

Вплив температури на швидкість реакції, температурний коефіцієнт швидкості реакції, рівняння Арреніуса. Енергетичні переходи під час протікання хімічних реакцій. Енергія активації. Розподіл молекул за швидкостями та реакційна здатність молекул. Передекспоненційний фактор рівняння Арреніуса та його фізичний зміст. Швидкість бімолекулярної реакції в теорії співударів, визначення енергії активації, перетину співударів і передекспоненційного фактору рівняння Арреніуса. Поверхня потенціальної енергії, активний комплекс, координата і шлях реакції. Вільна енергія активації, ентропія та ентальпія активації.

Тема 3(9). Каталіз

Класифікація хімічних процесів: хімічні процеси гомогенні та гетерогенні, некаталітичні та каталітичні. Загальна характеристика каталітичних процесів. Історія розвитку вчення про гетерогенний каталіз. Характерні риси гетерогенних каталітичних процесів: спорідненість реагуючих речовин до каталізатора, вибіркова дія каталізатора, отруєння каталізаторів. Теорія активних центрів у гетерогенному каталізі. Активні центри гетерогенних каталізаторів. Методи вивчення адсорбційної неоднорідності поверхні. Отруєння каталізаторів. Дефекти кристалічної ґратки.

4. Структура навчальної дисципліни

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин											
	денна форма						Заочна форма					
	усього	у тому числі					усього	у тому числі				
		л	п	лаб	інд	с.р.		л	п	лаб	інд	с.р.
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Модуль 1												
Змістовий модуль 1. Термодинамічний метод.												
Тема 1 Вступ до фізичної хімії	2	2	-		-	-	-	-	-	-	-	-
Тема 2. Перший постулат термодинаміки	8	4	-	4	-	-	-	-	-	-	-	-
Тема 3. Термохімія.	4	4	-		-	-	-	-	-	-	-	-
Тема 4. Другий закон термодинаміки	10	6	-	4	-	-	-	-	-	-	-	-
Тема 5. Хімічні рівноваги	4	4	-		-	-	-	-	-	-	-	-
Тема 6. Термодинаміка розчинів	2	2	-		-	-	-	-	-	-	-	-
Разом за змістовим модулем 1	30	22	-	8	-	-	-	-	-	-	-	-
ІНДЗ			-		-	-	-	-	-	-	-	-
Контрольні заходи			-		-	-	-	-	-	-	-	-
Усього годин за модулем 1	30	22		8	-	-	-	-	-	-	-	-
Модуль 2												
Змістовий модуль 2. Молекулярно-кінетичний метод і фазові рівноваги.												
Тема 1(7). Гетерогенні фазові рівноваги	10	2	-	8	-	-	-	-	-	-	-	-
Тема 2(8). Хімічна кінетика	6	6	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
Тема 3(9). Каталіз	2	2	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
Разом за змістовим модулем 2	18	10	-	8	-	-	-	-	-	-	-	-
ІНДЗ							10					
Контрольні заходи	32		-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
Усього годин за модулем 2	27	10	-	8	-	-	-	-	-	-	-	-
Разом	90	32	-	16	-	-	-	-	-	-	-	-

5. Темы практичних занять

Не передбачено навчальним планом.

6. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	2	3
1	Визначення теплоти розчинення солі.	4
2	Визначення теплоти випаровування бутана.	4
3	Визначення фазових рівноваг у системі фенол-вода.	4
4	Термічний аналіз.	4
Разом		16

7. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	2	3
1	Історія розвитку фізичної хімії.	5
2	Зв'язок ентальпії з теплоємністю за постійного тиску: залежність ентальпії від температури в широкому інтервалі її змін. Ознаки ідеального газу. Зв'язок внутрішньої енергії ідеального газу з температурою, тиском та об'ємом.	15
3	Використання третього закону термодинаміки для характеристики хімічної рівноваги. Тепловий закон Нернста.	10
4	Термічний аналіз – його мета й завдання. Візуальний спосіб і спосіб запису залежностей “температура – час” у термічному аналізі.	10
5	Ланцюгові реакції. Основні поняття. Приклади ланцюгових реакцій. Умови виникнення, розвитку й обриву ланцюга. Ланцюгові реакції з розгалуженими ланцюгами.	14
Разом		54

8. Індивідуальні завдання

Задача 1. Определите работу обратимого расширения m г вещества А от p_1 Па до p_2 Па при T_1 К. Какой была бы работа процесса при нагревании данного количества газа при постоянном давлении (p_2 Па) до T_2 К? Какой была бы работа процесса, если бы газ нагревали до T_2 К, но теплота при этом не выделялась (поглощалась)? При постоянном объеме? Назовите каждый из рассматриваемых процессов. Считать, что вещество А в данном случае подчиняется законам идеальных газов. Результаты оформите в виде таблицы.

Таблица вариантов

№ варианта	m, г	Вещество А	p ₁ , Па	p ₂ , Па	T ₁ , К	T ₂ , К
1	1·10 ²	O ₂	0.1·10 ⁵	0.3·10 ⁵	298	500
2	2·10 ²	N ₂	0.3·10 ⁵	0.1·10 ⁵	300	600
3	3·10 ²	Cl ₂	0.3·10 ⁵	0.5·10 ⁵	350	430
4	4·10 ²	Ar	0.5·10 ⁵	0.3·10 ⁵	200	400
5	5·10 ²	H ₂ O (г)	0.2·10 ⁵	0.8·10 ⁵	273	500
6	6·10 ²	F ₂	0.8·10 ⁵	0.2·10 ⁵	520	620
7	7·10 ²	H ₂	0.7·10 ⁵	0.9·10 ⁵	600	750
8	8·10 ²	N ₂	0.4·10 ⁵	0.6·10 ⁵	240	600
9	9·10 ²	O ₂	0.2·10 ⁵	0.1·10 ⁵	310	480
10	1·10 ³	H ₂ O (г)	0.1·10 ⁵	0.2·10 ⁵	320	510
11	2·10 ³	F ₂	0.6·10 ⁵	0.9·10 ⁵	550	710
12	3·10 ³	Cl ₂	0.5·10 ⁵	0.9·10 ⁵	450	500
13	4·10 ³	Ar	0.2·10 ⁵	0.7·10 ⁵	430	800
14	5·10 ³	He	0.5·10 ⁵	0.2·10 ⁵	410	650
15	6·10 ³	F ₂	0.4·10 ⁵	0.6·10 ⁵	420	580
16	7·10 ³	Cl ₂	0.8·10 ⁵	0.2·10 ⁵	350	480
17	8·10 ³	Ar	0.2·10 ⁵	0.4·10 ⁵	370	560
18	9·10 ³	H ₂	0.6·10 ⁵	0.1·10 ⁵	380	650
19	1,5·10 ²	He	0.8·10 ⁵	0.3·10 ⁵	290	610
20	1,8·10 ²	O ₂	0.2·10 ⁵	0.9·10 ⁵	270	500

Таблица результатов.

А при T = const., кДж	А при p = const., кДж	А при Q = 0., кДж	А при V = const., кДж

Задача 2. Вычислите тепловой эффект реакции А при 298 К при а) постоянном давлении при 298 и К при Т К; б). при постоянном объеме. Тепловые эффекты образования веществ при стандартных условиях возьмите из справочника (Краткий справочник физико-химических величин / под ред. Равделя А.А., Пономаревой А.М., стр 72, табл.44). Результаты оформите в виде таблицы.

Номер варианта	Реакция А	T, К
1	2H ₂ + CO = CH ₃ OH _(ж)	400
2	CH ₃ CHO _(г) + H ₂ = C ₂ H ₅ OH _(ж)	500
3	NH ₄ Cl _(ТВ) = NH ₃ + HCl	600
4	2N ₂ + 6H ₂ O _(ж) = 4NH ₃ + 3O ₂	700
5	4NO + 6H ₂ O _(ж) = 4NH ₃ + 5O ₂	800
6	2NO ₂ = 2NO + O ₂	900

7	$N_2O_4 = 2NO_2$	1000
8	$Mg(OH)_2 = MgO + H_2O_{(г)}$	400
9	$CaCO_3 = CaO + CO_2$	500
10	$Ca(OH)_2 = CaO + H_2O_{(г)}$	600
11	$S_{(помб)} + 2H_2O_{(ж)} = SO_2 + 2H_2$	700
12	$S_{(помб)} + 2CO_2 = SO_2 + 2CO$	800
13	$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$	900
14	$SO_2 + Cl_2 = SO_2Cl_2$	1000
15	$CO + 3H_2 = CH_4 + H_2O_{(ж)}$	400
16	$2CO + SO_2 = S_{(помб)} + 2CO_2$	500
17	$CO + Cl_2 = CO_2Cl_{2(г)}$	600
18	$CO_2 + H_2 = CO + H_2O_{(ж)}$	700
19	$CO_2 + 4H_2 = CH_4 + 2H_2O_{(ж)}$	800
20	$2CO_2 = 2CO + O_2$	900

Задача 3. На основании температур начала кристаллизации двухкомпонентной системы: 1) постройте диаграмму фазового состояния (диаграмму плавкости) системы А-В (данные возьмите из табл.1); 2). опишите полученную диаграмму (поля, линии, точки); 3). для заданной системы (точка с координатами X % В и температура T₁ – точка Q) описать движение точки при охлаждении; 4). сколько грамм вещества А и В содержится в каждой из сосуществующих фаз при температуре T₂, если взяли m г исходной смеси, а состав смеси выражен в мольных долях; 5). сколько грамм вещества А и В содержится в каждой из сосуществующих фаз T₂, если состав системы выражен в массовых долях. Относительная молекулярная масса вещества А = С г/моль, а вещества В = D г/моль (данные приведены в табл.2).

Таблица 1

Номер варианта	Молярная концентрация А, %	Температура начала кристаллизации, К	Молярная концентрация А, %	Температура начала кристаллизации, К
1	0	512	40	460
	5	507	45	481
	10	496	50	497
	15	479	52,5	583
	20	477	55	658
	25	481	70	853
	30	478	80	952
	35	473	100	1050
2	0	769	45	693
	10	748	50	703
	20	713	55	733

	25	701	65	811
	30	710	75	893
	33,5	713	90	1003
	40	707	100	1048
3	0	923	40	747
	8	895	50	769
	15	865	60	731
	25	815	65	705
	34	745	66	701
	36	722	75	705
	38	735	85	925
			100	1047
	4	0	1133	50
9		1055	54,5	778
20		955	62	765
33		765	66,6	798
39,5		773	83,5	911
44,2		778	100	983
5	0	658	53	504
	10	643	55	515
	30	596	60	575
	45	520	65	656
	47	470	80	833
	49	468	100	951
6	0	1147	50	1180
	10	1124	60	1158
	15	1089	70	1071
	20	1059	80	877
	25	1102	85	862
	35	1155	95	875,8
	40	1166	100	876,8
7	0	1147	55	930
	10	1089	65	890
	20	1004	70	827
	30	906	75	853
	40	964	80	879
	45	975	90	960
	50	978	100	999
8	0	1043	40	1027
	5	1023	45	1015
	10	978	55	961
	18,5	911	67	873
	20	828	70	899
	25	980	90	1021
	35	1022	100	1049
9	0	702	50	699
	10	656	57,5	697
	20	604	67,5	673
	28	572	80	754
	30	589	85	777

	36,5	645	95	823
	47	694	100	841
10	0	1073	53	983
	13,3	1052	61,6	753
	22,2	1033	66,8	680
	35,8	989	74,6	641
	37,6	975	80,6	622
	40	983	81,6	642
	47	999	84,8	697
	50,6	1003	100	859
11	0	702	35	525
	10	658	37	506
	22	598	45	533
	26	535	52	553
	29	549	62	560
	33	563	100	585
12	0	708	50	767
	5	698	66,6	796
	15	682	75	658
	28	635	90	950
	33,3	685	100	991
13	0	991	35,5	754
	17,5	868	36,2	759
	22,7	800	37,5	784
	23,7	764	43,8	816
	25,9	746	50	823
	28	736	58,1	809
	29	732	65	783
	30,4	743	68,3	821
	33,1	749	78,7	898
			100	984
14	0	999	45	793
	15	879	50	799
	22	813	55	797
	27	749	65	755
	30	741	68	733
	32	733	70	743
	35	713	80	803
	40	767	100	923

Таблица 2.

Номер варианта	X, %	T ₁ , К	T ₂ , К	m, кг	C, г/моль	D, г/моль
1	60	900	600	1	10	20
2	90	1100	950	2	20	30
3	20	1000	760	3	30	40
4	54,5	923	700	4	40	50
5	30	723	550	5	50	60
6	95	900	870	6	60	70

7	15	1200	1000	7	70	80
8	50	1050	900	8	80	90
9	20	700	580	9	90	100
10	88	800	700	10	100	110
11	30	600	550	11	110	120
12	10	770	650	12	120	130
13	75	950	800	13	130	140
14	45	900	750	14	140	150

9. Методи навчання

Згідно з «Положенням про організацію навчального процесу у вищих навчальних закладах» та навчального плану підготовки бакалаврів за напрямом 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування» основними формами навчального процесу при вивченні дисципліни є навчальні заняття: лекції, практичні, лабораторні і індивідуальні роботи, консультації, самостійна робота студентів. Названі організаційні форми вивчення дисципліни використовуються з метою озброєння студентів фаховими теоретичними знаннями, практичними навичками та уміннями.

При викладанні дисципліни використовуються традиційні методи навчання за характером передачі та сприйняття інформації: словесні (лекція); наочні (демонстраційний експеримент); практичні (лабораторні та практичні роботи); самостійна робота.

Подібний підхід сприяє самостійному творчому пошуку потрібних знань, робить навчальний матеріал більш доказовим, формує творчу особистість і позитивне емоціональне відношення до процесу навчання.

10. Методи контролю

При викладанні дисципліни передбачаються методи усного контролю (бесіда, фронтальне опитування), письмового контролю (екзамен), практичного контролю (лабораторні роботи).

Зрозуміло, що перевага надається письмовим роботам, бо вони потребують теоретичних знань та навичок використання їх при вирішенні завдань різної складності. Окрім того, виявляється ступінь володіння письмовою мовою, вміння логічно, адекватно проблемі мислити та викладати свої думки.

11. Розподіл балів, які отримують студенти

Система діагностики передбачає підсумкове оцінювання успішності студента за семестр, коли формою контролю знань студентів є екзамен.

Критерії підсумкового оцінювання знань студентів за окремий модульний контроль передбачають 100 бальну шкалу з подальшим переведенням сумарної кількості одержаних балів у оцінку за національною шкалою та шкалою ECTS відповідно до табл.1.

Таблиця 1 - Шкала оцінювання: національна та ECTS

Сума балів за модулі	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою
90 – 100	A	відмінно
82-89	B	добре
74-81	C	
64-73	D	
60-63	E	задовільно
35-59	FX	незадовільно з можливістю повторного складання
0-34	F	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни

Максимальна кількість балів для оцінювання кожного контрольного завдання з конкретного модуля (в межах 50-бальної шкали для сумарної модульної оцінки) наведена в табл.2.

Таблиця 2 - Розрахунок оцінки відповідей студента на питання екзаменаційного квитка

№ контрольного питання	Коефіцієнт вагомості (К _{мj})	Максимальна оцінка викладача (О _{мj})	Максимальна оцінка з кожного завдання з урахуванням його вагомості (Б _{мj})=К _{мj} *О _{мj}
1	5	5	25
2	5	5	25
3	5	5	25
4	5	5	25
Усього (N _{мj} =4)	20	20	100

Виконання кожного модульного завдання оцінюється за допомогою таблиці 3.

Таблиця 3 – Кількість балів, яку може отримати студент за виконання окремого модульного завдання

№ п/п	Умови отримання балів за кожне завдання модульного контролю	Кількість балів
1	2	3
1	Завдання виконано повністю. Студент володіє засвоєними знаннями і аргументовано використовує їх у нестандартних ситуаціях, вірно оцінює явища, пов'язані з речовинами та їх перетвореннями, робить обґрунтовані висновки на підставі системних знань.	5
2	При виконанні завдання студентом допускається невеликий недолік, який не впливає на кінцевий результат. Студент володіє засвоєними знаннями і здебільшого може скористатися ними у нестандартних ситуаціях, робить обґрунтовані висновки на підставі системних знань.	4.5
3	Завдання виконано з одиничними неістотними недоліками. Студент самостійно і логічно відтворює фактичний і теоретичний навчальний матеріал, класифікує хімічні об'єкти, наводить потрібні рівняння реакцій за умовами завдання, виявляє розуміння основоположних хімічних теорій і фактів, наводить приклади на підтвердження цього, застосовує знання у стандартних ситуаціях.	4
4	При виконанні завдання є незначні помилки і недоліки. Студент самостійно і логічно відтворює більшу частину фактичного і теоретичного навчального матеріалу, класифікує хімічні об'єкти, наводить потрібні рівняння реакцій за умовами завдання, виявляє розуміння основоположних хімічних теорій і фактів, наводить приклади на підтвердження цього, розв'язує типові задачі, застосовує знання у стандартних ситуаціях.	3.5
5	При виконанні завдання є помилки, що призводять в окремих випадках до невірному кінцевому результату. Студент відтворює учбовий матеріал фрагментарно, самостійно робить обчислення за готовою хімічною формулою, наводить приклади окремих хімічних перетворень, дає визначення основних понять.	3
6	При виконанні завдання студент допускає істотні грубі помилки щодо вибору реагентів, описання хімізму процесу. Вирішення типових завдань неефективне, з помилками. Студент відтворює	2.5

	учбовий матеріал фрагментарно, дає нечітке визначення основних понять.	
7	Студент не відтворює учбовий матеріал на 40-50%, лише розпізнає деякі хімічні об'єкти та називає їх, частково обізнаний з деякими хімічними поняттями, має деяке уявлення про хімічні перетворення, не може самостійно скласти формули речовин .	2
8	Студент не бачить зв'язку між теоретичним матеріалом, що вивчається, і конкретним завданням, самостійно не в змозі застосувати навіть відомі йому факти. Студент не відтворює учбовий матеріал більше ніж на 50%, лише розпізнає окремі хімічні об'єкти, має деяке уявлення про хімічні перетворення, не може скласти формули речовини.	1.5
9	Є істотні недоліки при виконанні завдання. Студентом допускаються багаточисленні грубі помилки в процесі оперування поняттями предметної області дисципліни. Студент не відтворює учбовий матеріал більше ніж на 50%, лише розпізнає окремі хімічні об'єкти, не може самостійно зрозуміти суть завдання, не має уявлення про хімічні перетворення, не може скласти формули речовини.	1
10	Студент не може зробити самостійно навіть прості типові вправи та розрахунки. Відповідь має безліч грубих помилок в області дисципліни.	0.5
11	Завдання не виконано зовсім.	0

Семестрова екзаменаційна оцінка проставляється студентам, які склали екзамен, виконали і захистили всі завдання, передбачені робочою навчальною програмою дисципліни.

12. Методичне забезпечення

1. Конспект лекцій з навчальної дисципліни наявний в електронному вигляді, додатково студентом рекомендовано наступний перелік підручників, якими забезпечує бібліотека ДонНТУ:

- *Физическая химия/ Под ред. Б.Н.Никольского. Л.: Химия, 1987. 472 с.*
- *Физическая химия/ Под ред. К.С.Краснова. - М.: Высш. шк., 1982. 687 с.*
- *Полторак О.М. Термодинамика в физической химии: Учеб. - М.: Высш. шк., 1991. 319 с.*
- *Эмануэль Н. - М., Кнорре Д.Г. Курс химической кинетики: Учеб. - М.: Высш. шк., 1984. 463 с.*

2. Методичні вказівки до лабораторних робіт з хімії

Кафедру забезпечено методичними вказівками для всіх лабораторних робіт.

14. Рекомендована література

Базова

1. П. Эткинс Физическая химия т. 1 и 2.
2. Герасимов Я.И., Древинг В.П., Еремин Е.Н., Киселев А.В., Лебедев В.П., Панченков Г.М., Шлыгин А.И. "Курс физической химии" т.1, М.-Л.: Химия, 1964.
3. Кудряшов И.В. Каретников Г.С. Сборник примеров и задач по физической химии.
4. Стромберг А.Г. Физическая химия.
5. Краткий справочник физико-химических величин./Под ред. А.А. Равделя

Допоміжна

1. Фролов Ю.Г., Белик В.В. Физическая химия.
2. В.Л. Киреев Краткий курс физической химии.