

Лабораторно-практическое занятие №2

Специальность: Общая медицина

Дисциплина: Химия

Кафедра: Биохимии и химических дисциплин

Курс: 1

Тема: Основы химической термодинамики.

Термохимические расчеты.

Занятие проводит ассоциированный профессор,

кандидат химических наук

Болысбекова Салтанат Манарбековна

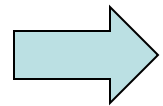
Основы химической термодинамики.

Термохимические расчеты.

- Цель
- **Задачи обучения:**
 - Студент должен знать:
 - Студент должен уметь:
 - Владеть навыками:
- Основные вопросы темы :
- Методы обучения и преподавания:
- Контроль:
- Чек-лист ответов:
- Практические навыки:
- Чек – лист практических навыков:

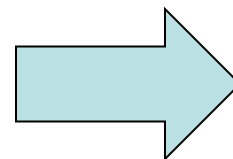
Цель:

- Изучить основные вопросы термодинамики, которые являются теоретической базой современной биоэнергетики и позволяют будущему врачу получить представление об энергетическом балансе человеческого организма.



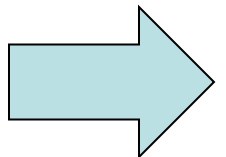
Студент должен знать:

- Научить использовать термохимические расчеты для оценки калорийности пищи и энергетической характеристики биохимических процессов.



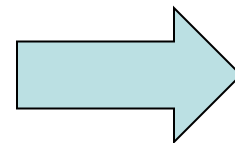
Студент должен уметь:

- Научить студентов экспериментально определять теплоту химических реакции.



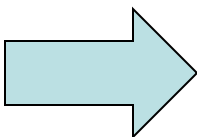
Владеть навыками:

- расчета тепловых эффектов реакции;



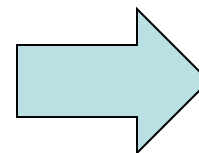
Основные вопросы темы :

- 1. Закон сохранения энергии как всеобщий закон природы.
- 2. Термодинамика и биоэнергетика. Основные понятия и термины темы.
- 3. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия.
- 4. Термохимия. Закон Гесса и следствие из него. Термохимические расчеты. Калорийность пищи.
- 5. Стандартные условия и термодинамические параметры при стандартных условиях (энтальпия образования, сгорания, разложения, растворения)
- 6. Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые термодинамические процессы. Энтропия. Энергия Гиббса
- 7. Объединенный закон термодинамики. Критерии и направление самопроизвольных процессов. Энтальпийный и энтропийный факторы в самопроизвольных процессах.
- 8. Особенности живых организмов как объектов термодинамики.



Методы обучения и преподавания:

- Определение входного уровня знаний, беседа по теме занятия, выполнение лабораторной работы и оформление отчета.
- Итоговый контроль знаний.

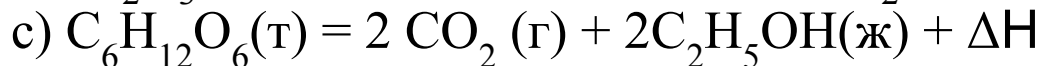
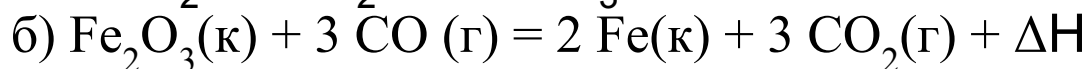
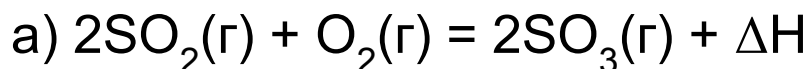


Контроль:

1. При взаимодействии 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж теплоты. Вычислить теплоту образования сульфида железа (II)

2. При взаимодействии 1,6 г брома с водородом по реакции $\text{Br}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HBr}$ выделилось 0,72 кДж теплоты вычислить энтальпию образования бромоводорода HBr .

3. Записать математическое выражение первого следствия из закона Гесса для химических реакций:

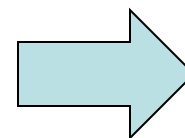


4. Вычислить тепловой эффект реакции превращения глюкозы, протекающий в организма: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{к}) + 6\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + \Delta\text{H}$

если $\Delta\text{H}_{\text{обр}}(\text{глюкозы}) = -1273 \text{ кДж/моль}$;

$\Delta\text{H}_{\text{обр}}(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$

$\Delta\text{H}_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O}) = -236 \text{ кДж/моль}$



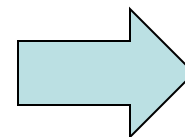
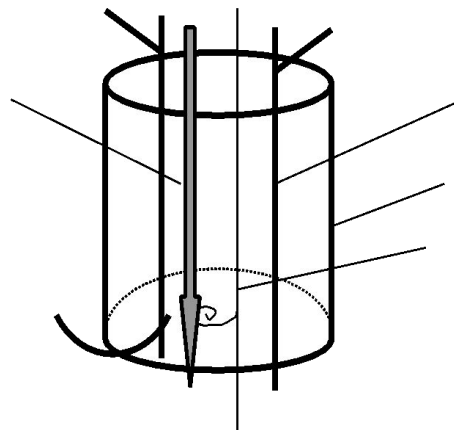
- 5. Стакан молока содержит 8 г белков, 12 г углеводов, 4 г жира. Вычислить калорийность стакана такого молока, если пищевая ценность 1г белков и углеводов составляет 4,1 ккал/г, жира – 9,2 ккал/г.
- 6. В течение суток студент употребил в пищу 80 г белков, 105 г жиров и 450 г углеводов. Вычислите суточную калорийность пищи студента, если пищевая ценность углеводов и белков составляет 4 ккал/г, жиров – 9 ккал/г
- 7. Вычислить при стандартных условиях тепловой эффект реакции:
 - $2\text{Mg (к)} + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{MgO(к)} + \text{C(к)} + \Delta H$
 - если $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H_{\text{обр.}}(\text{MgO}) = -602 \text{ кДж/моль}$;
- 8. Не производя вычислений, определить как изменяется энтропия в следующих реакциях:
 - а) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{к}) = \text{N}_2\text{O(г)} + 2\text{H}_2\text{O(г)}$
 - б) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O(г)}$
 - в) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{J}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{J}(\text{г})$
 - г) $\text{NaCl(к)} + \text{вода, растворитель} = \text{Na}^+(\text{р-р}) + \text{Cl}^-(\text{р-р})$
- 9. По изменению величины энергии Гиббса для следующих химических реакций, определить возможность их протекания в прямом направлении:
 - 1) $\text{CaCO}_3(\text{т}) = \text{CaO(т)} + \text{CO}_2(\text{г})$ $\Delta G = 129 \text{ кДж}$
 - 2) $3\text{Al(к)} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) = 3\text{Fe(к)} + 4\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к})$ $\Delta G = -3285 \text{ кДж}$
 - 3) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ $\Delta G = 0 \text{ кДж}$
 - 4) $2\text{HJ(г)} + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl(г)} + \text{J}_2(\text{к})$ $\Delta G = -194 \text{ кДж}$
 - 5) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$ $\Delta G = -3285 \text{ кДж}$
- Какая из возможных реакций при одинаковых условиях будет иметь небольшую скорость?

Практические навыки:

- **Тема:** Определение теплоты растворения соли.
- Приборы и реактивы: калориметр, мерный цилиндр, часы или секундомер, термометр, навеска соли, дистиллированная вода.
- Выполнение работы:
 1. Налить во внутренний сосуд калориметра 25 мл дистиллированной воды.
 2. Опустить термометр во внутренний сосуд калориметра и, не касаясь его дна, измерить температуру воды (начальное значение t^0 нач.)
 3. Высыпать в сосуд с водой, через воронку навеску соли массой 1 г, закрыть крышкой с термометром, включить секундомер.

Схема калориметра:

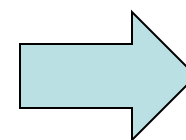
- 1-внутренний сосуд
- 2-теплоизолятор
- 3-термометр
- 4-мешалка



4. Осторожно перемешивать раствор мешалкой (делать круговые движения не касаясь термометра) и отмечать температуру через каждую минуту в течение 5-7 мин. Записать показания термометра в таблицу.

Время от начала опыта, мин	0	1	2	3	4	5	6	7
Температура, °C								

- 5. Вылить содержимое сосуда промыть его водой.



- ОБРАБОТКА РЕЗУЛЬТАТОВ:
- 1. Из данных таблицы найти $\Delta t = t_{\text{кон.}} - t_{\text{нач.}}$,
- где $t_{\text{кон.}}$ – это минимальная или максимальная температура при растворении соли.
- 2. Рассчитать теплоту растворения 1 моль соли по формуле:
- $$Q = \frac{\Delta t \cdot C \cdot M \cdot m_1}{m_2 \cdot 1000} \quad \text{кДж/моль;}$$
- где m_1 – масса раствора, г
- m_2 – масса соли, г
- $C = 4,184$ кДж/град – удельная теплоемкость калориметра
- **M – молярная масса соли, г/моль**
- При расчетах использовать соотношение: $Q_{\text{раств.}} = - \Delta H_{\text{раств.}}$
- 3. Записать понятие «теплота растворения»
- 4. Вычислить относительную ошибку измерения в процентах по формул

$$S_{\%} = \frac{A - a}{A} \cdot 100\%$$

- Где A – истинная (теоретическая) величина параметра,
- a – величина параметра, полученная опытным путем
- Теоретические значения энтальпии растворения соли:
- $\Delta H_{\text{раст.}}(\text{NaNO}_3) = + 21,3 \text{ кДж/моль}$
- $\Delta H_{\text{раст.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = - 23,6 \text{ кДж/моль}$
- a - теплота (энтальпия) растворения соли, полученная опытным путем.
- 5.Оформить отчет по работе. Сделать вывод.
- 6. Рабочее место сдать дежурному.