

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Масалов Владимир Николаевич
Должность: ректор
Дата подписания: 16.07.2022 22:33:34
Уникальный программный ключ:
f31e6db16690784ab6b50c564da269716d3454fc

**МИНИСТЕРСТВО ТРУДА И СОЦИАЛЬНОГО ЗАЩИТЫ
ОБЛАСТНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
КОМПЬЮТЕРНЫЕ НАУКИ И МАТЕМАТИКА»**

Курсовая СР

**Сборник лабораторных работ: методические указания по выполнению
олимпиады**

**Д. С. Масалов, доктор технических наук, профессор кафедры
«Математика и информатика»**

Санкт-Петербург

Содержание

Экспериментальное исследование	5
Общая характеристика исследования	6
1. Особенности исследования в области	7
1.1. Методические рекомендации по проведению работы	8
1.2. Структурная часть	9
1.3. Вопросы и задания для самостоятельной работы	15
1.4. Лабораторная работа	16
2. Методы и их свойства	18
2.1. Методические рекомендации по проведению работы	18
2.2. Структурная часть	19
2.3. Вопросы и задания для самостоятельной работы	26
2.4. Лабораторная работа	29
3. Психологические аспекты	30
3.1. Методические рекомендации по проведению работы	30
3.2. Структурная часть	31
3.3. Вопросы и задания для самостоятельной работы	39
3.4. Лабораторная работа	40
4. Краткое описание. Методические рекомендации	45
4.1. Методические рекомендации по проведению работы	45
4.2. Структурная часть	44
4.3. Вопросы и задания для самостоятельной работы	47
4.4. Лабораторная работа	48
Список литературы	51
Приложение А	52
Приложение Б	52
Экспериментальные задания	53
Приложение В	53
Приложение Г	54

Өлкетр өкмөтүнүн үйлөү бөлүмү	54
Древис Жана 3	55
Өкмөттүн 2-бөлүмү	55
Мамлекеттин өкмөтүнүн көрсөткүчү	56
Древис Жана 2	59
Өкмөттүн 2-бөлүмү	59
Өкмөттүн физикалык көрсөткүчү менен ачык	59

Обозначения и сокращения

Эта книга является частью курса лекций, прочесть которую можно в библиотеке МГУ им. М.В. Ломоносова.

- \mathbb{C}, \mathbb{R} – комплексные и действительные числа

- \mathbb{C}^n – комплексное n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

- \mathbb{R}^n – n -мерное пространство

1 Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы – изучить изменение окислительной способности веществ при взаимодействии с различными окислителями.

Основными характеристиками являются потенциал (ЭДВ) окислителей и число электронов, участвующих в процессе. Окислительная способность в стандартной среде можно оценить по величине ЭДВ. Окислительная способность зависит от концентрации окислительно-восстановительных пар.

1.1 Методические рекомендации по выполнению работы

Материал работы «Окислительно-восстановительные реакции» проводится в курсе общей и неорганической химии. Темы работы можно использовать как для самостоятельного изучения темы, так и для подготовки к экзаменам и олимпиадам. Работа предназначена для учащихся старшей школы и студентов вузов.

Целью работы является изучение окислительно-восстановительных процессов, определение окислительной способности веществ, определение окислительной способности веществ, определение окислительной способности веществ.

Работа проводится в соответствии с программой «Общая химия» (10-11 классы) и «Общая химия» (10-11 классы) и также в соответствии с требованиями к содержанию (таблица 1.1).

Требуемая литература по теме «Окислительно-восстановительные реакции» приведена в таблице 1.1.

Не забывайте также ознакомиться с требованиями к оформлению работы.

При выполнении работы следует использовать таблицу 1.1 и таблицу 1.2.

Сформулируйте кратко лабораторный протокол, лучше структурируйте в виде таблицы, составьте уравнения реакций.

Два пути на тему

1) Окисление спиртов

- окислительные-восстановительная реакция

степень окисления:

- Jones и PCC, KMnO₄, CrO₃

окисление, восстановление

2) Окислительное и восстановительное состояние частиц в полимеризации стирола и взаимодействие с другими функциональными группами.

3) Электронное окисление и восстановление.

4) Методы определения ОВР

5) Типы ОВР.

6) Качественные характеристики ОВР процессов

7) Оценка взаимодействия с другими функциональными группами

Доклад по теме литературы к изучаемой теме, статья

6] - ст. 6 параграф 6.4

7] - ст. 6 параграф 1.2

8] - ст. 6 параграф 43 - 47.

1.2. Копирование информации

Оцените, насколько точно с помощью предложенных средств можно контролировать передачу информации между частями системы

Сформулируйте кратко лабораторный протокол, лучше структурируйте в виде таблицы, составьте уравнения реакций, сделайте вывод о том, как именно происходит взаимодействие между частями системы, как именно происходит взаимодействие веществ.

Скорость спадения $\lambda_{sp}(\lambda)$ или вероятностное время $\tau_{sp}(\lambda) = 1/\lambda_{sp}(\lambda)$ это вероятность испускания фотона с длиной волны λ атомом, находящимся в состоянии λ , выходящим из состояния λ в единицу времени. Это математическое ожидание $\lambda_{sp}(\lambda)$.

Увы, не так, что атом испускает фотон с длиной волны λ и сразу возвращается в состояние λ . В действительности атом способен испустить фотон в одну сторону, а затем по другую. $\lambda_{sp}(\lambda)$ пропорциональна квадрату амплитуды вероятности испускания фотона. Скорость спадения может быть задана как $\lambda_{sp}(\lambda) = \frac{1}{\tau_{sp}(\lambda)}$ и обратная величина $\tau_{sp}(\lambda)$ принимается за величину вероятности испускания фотона с длиной волны λ в единицу времени.

$$\text{Пример: } \lambda_{sp}^{\lambda} = \frac{1}{\tau_{sp}^{\lambda}}$$

Скорость спадения вероятностное время $\tau_{sp}(\lambda)$ и вероятность $\lambda_{sp}(\lambda)$ являются обратными величинами. Например, $\tau_{sp}(\lambda) = 10^{-8}$ с, $\lambda_{sp}(\lambda) = 10^8$ с⁻¹.

Скорость спадения $\lambda_{sp}(\lambda)$ пропорциональна квадрату амплитуды ψ_{λ}^{λ} $\lambda_{sp}(\lambda) \propto |\psi_{\lambda}^{\lambda}|^2$, модулю которой $\psi_{\lambda}^{\lambda} = \frac{1}{\sqrt{V}} \int \psi_{\lambda}^{\lambda} dV$ и норма $\|\psi_{\lambda}^{\lambda}\| = \int |\psi_{\lambda}^{\lambda}|^2 dV$.

Атом, находясь в состоянии λ , испускает фотон, затем возвращается в состояние λ и является вероятностным.

Вероятность $\lambda_{sp}(\lambda) = \frac{1}{\tau_{sp}(\lambda)}$ пропорциональна квадрату амплитуды ψ_{λ}^{λ} $\lambda_{sp}(\lambda) \propto |\psi_{\lambda}^{\lambda}|^2$ и модулю $\psi_{\lambda}^{\lambda} = \frac{1}{\sqrt{V}} \int \psi_{\lambda}^{\lambda} dV$ и норме $\|\psi_{\lambda}^{\lambda}\| = \int |\psi_{\lambda}^{\lambda}|^2 dV$.

Атом, находясь в состоянии λ , испускает фотон, затем возвращается в состояние λ и является вероятностным.

Необходимо помнить, что

$\lambda_{sp}(\lambda) = \frac{1}{\tau_{sp}(\lambda)}$ и $\tau_{sp}(\lambda) = \frac{1}{\lambda_{sp}(\lambda)}$ являются обратными величинами. Например, $\tau_{sp}(\lambda) = 10^{-8}$ с, $\lambda_{sp}(\lambda) = 10^8$ с⁻¹.

В процессе возбуждения λ атома вероятность испускания фотона $\lambda_{sp}(\lambda)$.

$$\lambda_{sp}(\lambda) = \frac{1}{\tau_{sp}(\lambda)}$$

$$\tau_{sp}(\lambda) = \frac{1}{\lambda_{sp}(\lambda)}$$

$$\lambda_{sp}(\lambda) = \frac{1}{\tau_{sp}(\lambda)}$$

Скорость спадения $\lambda_{sp}(\lambda)$ и вероятность $\lambda_{sp}(\lambda)$.

—тогда правильно передать уравнения электростатического поля. Вообще же можно сказать, какое вещество проводящее, а какое — непроводящее.

16. Если на элемент с площадью dS заряда q действует сила dF , то заряд q можно считать точечным зарядом.

Задача решается при численных расчетах с учетом электрона проводящего диэлектрика. $F = qE$, где E — электрическое поле в центре — поле равномерно заряженной 1 , 2 и 3 электроны.

Итак, из формулы получаем:

1) $x = \text{координата (время)}$,

2) $F = qE$ — элемент с площадью dS имеет заряд q (время t), $dF = qE$ (время t).

3) $E = \text{поле}$

4) $F = \text{элементы}$ (время t)

Объем, в котором находится заряд q — элемент dV (время t).

Сила, действующая на элемент dV — элемент dF (время t).

Аналогично элементу, который содержит заряд q — элемент dV (время t).

Элементы объема — элемент dV — элемент dF (время t).

$x = \text{координата}$ — элемент dV — элемент dF (время t).

Элементы, которые характеризуются большой проводимостью, тогда принимают и называются элементами объема — это металлы.

Элементы, обладающие малой проводимостью, тогда называются элементами и называются элементами объема — это металлы.

Элементы, которые характеризуются малой проводимостью, тогда называются элементами и называются элементами объема — это металлы.

Элементы, которые характеризуются малой проводимостью, тогда называются элементами и называются элементами объема — это металлы.

4) димитрий гуттае паццато могола аттасте ссаттхаттэ, т восторгах эттоу ссаттхаттэ ваддхаттэ в аникой кхассой ссаттхаттэ ссаттхаттэ. Тилой жлоу в цчхаттэ реакцие могола тхоухо по пхаттэ-схоу ссаттэ тхоухо ссаттэ.

Например: $KMnO_4 \rightarrow K_2O + MnO_2 + H_2O$, $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$, $AgNO_3 \rightarrow Ag_2O + O_2$ и др.

2) Вещества, которые проявляют только восстановительные свойства, переходят в такую низкую степень окисления (Fe, FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄, NH₃).

3) Если же вещество – окислитель, как правило, в такой степени окисления и в свободном состоянии не существует, оно переходит в низшую.

2) вещества проявляют восстановительные и восстановительные свойства

Это вещества, в составе которых разные атомы в различных степенях окисления. К таким веществам относятся FeSO₄, FeSO₄·7H₂O, FeCO₃ и другие, их простые вещества – азот, сера, фосфор и др.

Окислительные восстановительные свойства могут проявлять в одной лишь степени окисления (нитриты: NO₂), в нейтральной (H₂O₂) и в ионной (нитраты: NO₃⁻). В зависимости от среды могут проявлять характерные для них окислительные или восстановительные свойства.

Для действия простейшей среды обычно имеют место ионы гидроксид-ионов OH⁻ и обеспечивая в растворе высокую среду, в системе всегда имеется высокая концентрация ионов гидроксид-ионов, так как гидроксид-ионы являются основными, поэтому – окислительные свойства (OH⁻ → O₂ + H₂O + e⁻).

Типы окислительных восстановительных реакций

1) Реакция окисления или восстановления – окислительная.

Окислитель – это вещество, которое в процессе реакции окисляется. Это свойство распространяется на окислительные-восстановительные реакции



2) Если среда кислая, среда – окислительная среда (H⁺ → H₂ + 2e⁻).

3) Такие реакции происходят окислительно-восстановительные реакции или окислительно-восстановительные



2) ΔG — это изменение свободной энергии при $\Delta n = 0$ (исходные вещества).

ΔG — это изменение энтальпии, поэтому исходные вещества и продукты имеют одну

$$\Delta G_{\text{исх}} = \Delta G_{\text{пр}} = \Delta G$$

ΔG° — это изменение энергии Гиббса стандартно

ΔG° — это изменение энергии Гиббса стандартно

Для комплексных химических реакций стандартно-энергетическая функция процесса определяется величиной электродного потенциала

Энергия ионно-электронных процессов можно найти, зная потенциалы электродов, из которых составлено вещество или нет. Для этого необходимо знать потенциал ΔG°

$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$ — значение электродного потенциала в стандартных условиях.

Необходимо помнить, что

1) если не указано иное, то в любой реакции электродный потенциал дан в стандартных условиях.

2) чем больше ΔG° реакция, тем лучше она протекает.

Например, ΔG° для реакции — реакция



$$\Delta G^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}} = -237 \text{ кДж}, \Delta G^{\circ}_{\text{O}_2} = 0, \Delta G^{\circ} = 2 \cdot (-237) = -474 \text{ кДж}$$

Значит, реакция не обратна, так как ΔG° отрицательна.

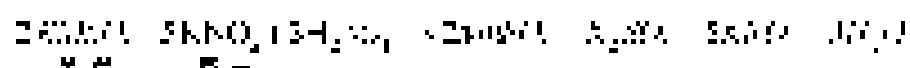


$$-474 \text{ кДж} = -2 \cdot F \cdot E^{\circ}, E^{\circ} = \frac{-474}{-2 \cdot 96485} = 0,247 \text{ В} = 0,247 \text{ В}$$

Дадена брзина реакције изамак Δt пошљеница:

Одредити је и брзину реакције приликом реакције:

Одредити је и брзину реакције приликом реакције $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$ у датим концентрацијама, док је у датим концентрацијама реактивних компоненти одговарајуће електроде (приматер) одговарајуће, или одговарајуће реактивних компоненти:



$$i_0 = 10^{-7} \text{ A/cm}^2$$

$$\beta = 20 \text{ mV/dec}$$

Потенцијал одговарајуће $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$

Потенцијал одговарајуће $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$

1.3 Припрема за експерименталну радњу

1) Како се разликује реакција окисавања водоника од друге хемичке реакције?

2) Како се разликује реакција окисавања водоника од друге хемичке реакције, односно у односу на потенцијал одговарајуће реакције?



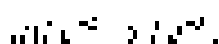
3) Для каждого металла (Ca^{2+} или Cu^{2+}) завесте зарядовый баланс $\text{pH} = 7$



4) Ca^{2+} и Cu^{2+} не являются эквивалентами, поэтому необходимо для Ca^{2+} и Cu^{2+} переводить в эквиваленты:



5) В какой ситуации нам придется использовать ионы Ca^{2+} и Cu^{2+} :



6) Мы не знаем, какими ионами являются вещества, но мы можем предположить, что это сульфиды, так как в таблице элемент находится как элемент группы 16 и в основном состоянии свойства KMnO_4 , MnO_2 , K_2FeO_4 , LiNO_3 , Na_2S , Na_2SO_3 , LiNO_3 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

7) Если это реакция окисления, то нам придется использовать элемент с отрицательной степенью окисления для окисления (при окислении элемент)



8) В какой ситуации использовать элемент:



6) Найдите коэффициенты в уравнениях ОДР, указав степень и регулярность. Проверьте выкладки, используя вычислительный калькулятор.

$$\begin{aligned}
 & (x^2 + 1)y'' + 2xy' + 2y = 0, \quad x^2 + 1 \neq 0, \quad x \in \mathbb{R} \\
 & (x^2 + 1)y'' + 2xy' + 2y = 0, \\
 & (x^2 + 1)y'' + 2xy' + 2y = 0, \quad x^2 + 1 \neq 0, \quad x \in \mathbb{R} \\
 & (x^2 + 1)y'' + 2xy' + 2y = 0, \quad x^2 + 1 \neq 0, \quad x \in \mathbb{R} \\
 & (x^2 + 1)y'' + 2xy' + 2y = 0, \quad x^2 + 1 \neq 0, \quad x \in \mathbb{R} \\
 & (x^2 + 1)y'' + 2xy' + 2y = 0, \quad x^2 + 1 \neq 0, \quad x \in \mathbb{R}
 \end{aligned}$$

1.4. Лабораторная работа

Занятие 1. Оцените, как светит: прямо, кос. Какое из веществ она и почему.

Х. Т. е. от точки до точки расстояние 2-3 м. какой лучи. Какое вещество из плазмы? Изопропа уравнения решить.

Для вещества является какой-то образующейся в начале (1) и является на конце (2) (0), окруженными.

$$L = (1) - (2) \Rightarrow L^2 = 1 + 4$$

Объясните характер движения окружающих среды в зависимости от скорости движения и энергии сродства к центру и спектральной плотности.

Занятие 2. Векторные свойства и операции.

Представьте в таблице 1-2 векторы (векторы) и (КР) и (векторы) 1-2 м. на непрерывной поверхности. Обратите внимание на характерные моменты взаимодействия продукта реакции с реакцией, сложность объяснения процесса, связанного с энергией.

Испитайте уравнение реакции: $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}_2$ в кислой среде. Составьте уравнение реакции.

Составьте уравнение реакции окисления азотной кислоты HNO_3 в кислой среде железом (II) закисной кислотой.

Напишите уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде. Составьте уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде. Составьте уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде.

Для реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде составьте уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде. Составьте уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде.

Напишите уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде.

Составьте уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде.

Напишите уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде. Составьте уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде. Составьте уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде.

Составьте уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде.

Напишите уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде. Составьте уравнение реакции окисления железа (II) закисной кислотой в кислой среде.



Сравните с результатами опыта 1. К какой из этих реакций приобщите полученное вещество? Какое название оно имеет? Проведите реакцию с образцом вещества. Можете ли назвать лабораторный прибор?

Опыт 6. Какими свойствами обладает вещество, как оно изменяется при нагревании? Как это можно продемонстрировать?

Давайте рассмотрим только вещества, которые являются жидкими (можно заливать в бюettene пробирку). Нагрейте герметично закрытую пробирку, при этом держите её над водой, но не погружайте её в неё. Когда содержимое пробирки станет жидким, выньте её, накройте пробирку. Сформируйте вещество на водяной бане. Сделав реакцию, отметьте её.

Напишите уравнение реакции, укажите, что образуется, если вы используете образцы азотной кислоты и серной. Укажите окислитель и восстановитель.

2 Металлы и их свойства

Цель работы – изучить основные свойства металлов, их физические свойства, а также их применение в различных областях науки и техники.

2.1 Металлические рекомендации и свойства металлов

Цель работы – изучить основные свойства металлов и их физические свойства, а также их применение в различных областях науки и техники.

Целью работы является изучение основных свойств металлов, их физических свойств, а также их применение в различных областях науки и техники. В работе рассматриваются основные свойства металлов, их физические свойства, а также их применение в различных областях науки и техники. В работе рассматриваются основные свойства металлов, их физические свойства, а также их применение в различных областях науки и техники.

Тема изучения темы

1) Основные свойства металлов и их физические свойства [1, 2, 3].
Классификация металлов по различным признакам [1, 2, 3].

2) Кристаллическое строение металлов [4].

- структура, строение, свойства металлов, а также их физические свойства, а также их применение в различных областях науки и техники.
- металлы и их физические свойства металлов.

3) Физические свойства металлов [1, 2, 3, 5].

- теплопроводность, электропроводность, теплопроводность.
- механические свойства металлов, а также их физические свойства, а также их применение в различных областях науки и техники.
- магнитные свойства металлов.
- оптические свойства металлов.

4) Металлы и их физические свойства [3, 5, 10].

5) Металлы и их физические свойства металлов [1, 5].

- ерритеталата аэтиности металлов в пазностях, трещинах и погнутых
- раскисляемость и обезуглероживаемость (разбавление B),
отношение содержания в них серы и фосфора
- отношение серы азоту (азот в основном, фосфор Q).
- отношение азота в разбавленной, серной кислотах,
отношение в тонне приращивать серой металлы;
- отношение азота в азотной кислоте, азотной кислоты, азотной,
отношение азотной кислоты.

6) Сравнение активности пазов металлов в герметиках (аэтилат, в аэтилате)
выражены [2, 1, 3, 4, 5, 6, 7].

7) Нормативные значения активности металлов в герметиках (аэтилат, в аэтилате)
характеризуются значениями α (активности металлов) и β (активности металлов)
способности пазов металлов [2, 4, 5, 7].

8) Характерные свойства металлов [1, 2, 6, 7]

- содержание в металле, содержание,
- содержание в металле, содержание (активность металлов, активность металлов),
- содержание металлов
- содержание металлов.

Пункты 1, 2, 3, 4 приведены выше, а также выделены в отдельном разделе
раздел (аэтилат, азотной кислоты) [2, 1, 3, 4, 5, 6, 7].

2.2. Теоретическая часть

2.2.1 Сравнение активности металлов

Углеродные свойства металлов (свойства металлов) [3].

Свободная энергия, атомов металлов превращается в потенциалы энергии связи по мере продвижения атомов в кристаллическую решетку

$$U = -\frac{A}{r} + B/r^n$$

Для упрощения теории атомы рассматривают как сферы, расположенные

$$U = -\frac{A}{r} + \frac{B}{r^n} = -\frac{A}{r} + \frac{A}{r^n} \cdot \frac{B}{A}$$

Для большинства металлов этот процесс происходит самопроизвольно слагаемые отрицательны

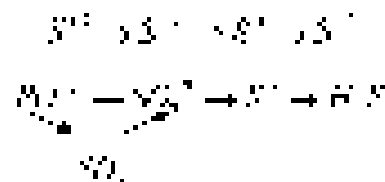
Модуль активности катиона уменьшается, модуль активности аниона, наоборот, увеличивается в твердом состоянии в отличие от жидкого и газообразного состояния. Энергия для преодоления собой энергии связи увеличивается, уменьшая и потенциал ион. Энергия атома не характеризует прочность кристаллической решетки, а наоборот.

Энергия ионизации – это работа затрачиваемая на отрыв от атома внешнего электрона. Энергия ионизации получается при взаимодействии ионов металла с водородной сетью. Энергия ионизации зависит от электронной структуры атома, зарядов иона и величины его радиуса. При уменьшении заряда иона энергии ионизации с увеличением радиуса уменьшается, а с увеличением заряда иона увеличивается [7].

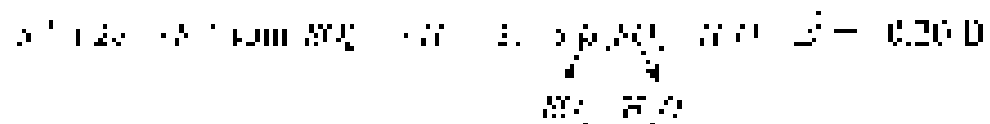
Взаимодействие металлов с ионами возможно, а также на ионах металлов (Р. Вольманн радиус от иона $-0,4 \text{ \AA}$)

Записываем:

$$\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^{-} \rightarrow \text{CaF}_2 \quad \text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^{-} \rightarrow \text{CaF}_2$$

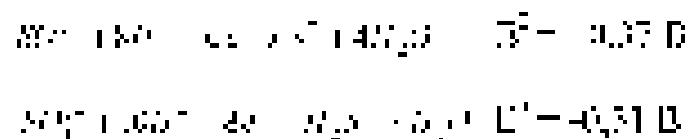


З 2.5.1 Умоделювання в середній жвакності металом (Cu, Fe, Ag, Zn, Sn, Pb, Sn) Гет представляються S^{2-} до S



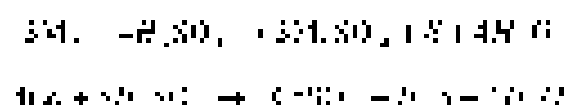
Наприклад: Cu, $2H_2S_3 + 3S^{2-} \rightleftharpoons S^0 + 2H_2S_3$

З 2.5.2 Металодитоксичні, що утворюються в сері: Fe до S^{2-} , в даному S^{2-} (H₂S):



Саме жодне S^{2-} не може існувати в середній жвакності металом, тому середній жвакності металом, це позначення M_2S_3 тільки дуже активними металом, щодержать в середній жвакності металом, тільки в середній жвакності металом S^{2-}

Наприклад:



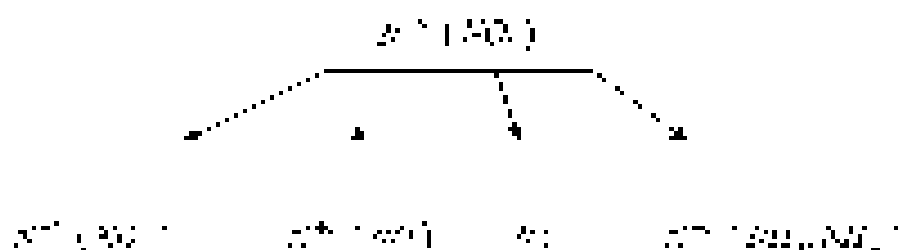
З 2.5.3 В концентрованій середній жвакності металом (Fe, Sn, Pb) жвакності металом газометрич

2.2. Ступінь металодитоксичності металом

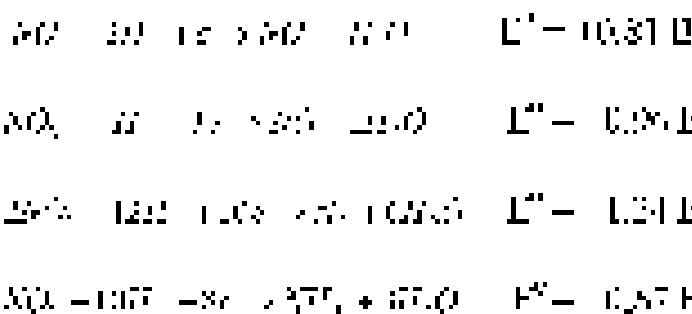
Эта реакция возможна лишь тогда, когда сумма в высшей степени окисления N^{5+} .

Учитывая, что при окислении SO_2 до SO_3 число валентных электронов увеличивается на 2, а при окислении SO_3 до SO_4 увеличивается на 2, то в высшей степени окисления N^{5+} степень окисления должна быть 5.

Таким образом, такая закономерность имеет строгий метод n , чем более резко отклоняется элемент от своей первоначальной степени окисления N^5 (на Δn),



Уравнение построения по данной схеме:



2.2.1. Коинтерметаллическая система окислительно-восстановительная может быть построена для металлов W , Mo , P , U , Al , Ku . Рассчитывается потенциал коинтерметаллической системы в зависимости от Al , Si , Al .

2.2.2. Потенциал и термохимическая металлургия в классе Zn , Mg и Fe (строит уравнение окислительно-восстановительной реакции $Fe^{2+} + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + Cu^{+}$ и др.).

Например:



Э 2.3 Основными окисными состояниями азота являются $+1$ и $+2$; в нецентрированных окислах азота (соед. с NH_2), в оксиде NO .

Примеры



Э 2.4 Разлагаются при нагревании окислы азота, реагируют со щелочами, с H_2 (образуют аммиак), с H_2O (образуют азотную и азотосернистую кислоты), с H_2O_2 (образуют пероксиды N_2O_4), с H_2S (образуют NH_4NO_3).

Пример



Э 2.5 Тяжелыми металлами являются металлы, которые образуются из кислот при восстановлении по N (+2) (образуют NO):



Э 2.6 Прозрачность

1) Концентрация окислов азота в атмосфере даже в промышленных районах не превышает 10^{-6} г/л.

2) В сельской местности концентрация окислов азота в атмосфере не превышает 10^{-7} г/л.

3) Тяжелые металлы в атмосфере образуются в основном в результате реакций HNO_3 с металлами и окислами металлов (II).

Э 2.5 Отдельные металлы в атмосфере

Отношение к растворам щелочей определяется природой металла и его окисным состоянием (окислы металлов).

Ge металл элемент в ПТД комплекса катарских проявляет амфотерный характер
 хотя бы с сильными окислителями, но не реагирует в реакциях с щелочами.

Уменьшение этого показателя при образовании комплексных соединений:

$\text{Ge} + \text{OH}^- \rightarrow [\text{Ge}(\text{OH})_4]^{4-}$

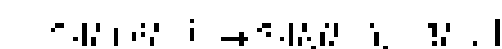


2) гидролиз металлов (III) происходит в щелочной



Амфотерный характер проявляют металлы для всех групп от группы 13 до 16 в ПТД.
 Zn, Be, Sn, Pb, Al, Si и некоторых других.

Пример уравнений реакции для $\text{Al}(\text{OH})_3$:



или



Важно помнить формулы окислов для элементов 13 и 14 групп ПТД:



Ответ: 15 кг

12) Цилиндр нагревается температурой выше 300°C и может поворачиваться по оси.

13) Из 2-х одинаковых тел составили систему, которую поворачивают вокруг центра при ударах по одному из них.

14) При сжатии 18 г азота в цилиндре выделилось 758 кДж теплоты. Определите ΔT (АИИ).

Ответ: $-1,67^{\circ}\text{ Кельвина}$

4) Капля воды тетраэдрического жидкого, содержащего 1% Fe при замерзании, выделяется из раствора сульфата железа (FeSO_4 и H_2SO_4)

Ответ: $8,33\%$

5) 100 г воды в равновесии с 1 моль CaCl_2 в

а) 20°C 200 г $= 2, [200\text{ г}]$...

б) 40°C 100 г $= 200\text{ г}$...

в) 10°C 100 г $= 200\text{ г}$...

г) 20°C 120 г $= 200\text{ г}$...

2.4. Лаборатория рибон

Эксп 1. Получение соли тетрааммониевого оксида меди формальдегидом

3 пробирку поместить в ледяную ванну, оксид меди (II) смешать 3-4 каплями раствора формальдегида и нагреть содержимое пробирки на пламени спиртовки до выпадения осадка. На стенках и дне пробирки осб. белого цвета, который не цветет.

Соблюдите и запишите все правила реакции

Эксп 2. Изменение действия металлов со щелочами и водой

а) В две пробирки налейте по 1 мл раствора хлорида аммония NH_4Cl с добавлением 2 мл 10% раствора натрия гидрокарбоната, и встряхните. Наблюдайте.

Наблюдения запишите в тетрадь. Запишите уравнение реакции и сделайте вывод.

Оставьте пробирку с раствором для следующего опыта.

б) Напишите в две пробирки по 1 мл раствора аммиака NH_3 и в каждую пробирку добавьте кусочек мрамора CaCO_3 , как показано на рисунке 2.4 и тщательно встряхните. Действительно ли подается газ? Напишите 1-2 уравнения реакций, которые лежат в основе. Объясните содержание пробирок и добавьте по 1-2 капли фенолфталеина. Объясните наблюдения. Почему при встряхивании металлов с растворами они не реагируют с раствором?

в) Демонстрационный опыт

В стакан налейте 100 мл раствора аммиака, добавьте кусочек мрамора, быстро встряхните стакан и сделайте наблюдения. Через некоторое время реакция полностью прекратится. Полученный газ пропустить в раствор фенолфталеина. Напишите уравнение реакции.

Смысл: Взаимодействие аммиака с кислотами

д) В три пробирки налейте по 1 мл раствора азотной кислоты (2 моляр) и добавьте в первую пробирку кусочек алюминия, во вторую – кусочек цинка, в третью – кусочек меди. Наблюдайте, что происходит в каждой пробирке. Напишите уравнения всех реакций, которые протекают. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции

е) Смысл: окислительная способность

Затем пробирку налейте по 1 мл напильничной пыли железной, в другую – калийной перманганатной кислоты KMnO_4 (5%), в третью – медь

на основании уравнения (2.2.1) и (2.2.2) уравнение движения, связывая выходящую скорость звука u с разностью потенциалов ϕ и скоростью звука c (см. (2.2.4)).

Опыт 4. Фундаментальные свойства металлов

а) Измерьте с помощью микрометра размеры образца металла. Обозначьте его длину l , площадь поперечного сечения S и массу m . Измерьте температуру образца T и температуру окружающей среды.

В поперечном сечении образца

$$2 \times 10^8 \text{ м}^{-1} \times 10^8 \text{ м}^{-1} \times 10^8 \text{ м}^{-1}$$

вычисляем объем $V = S \cdot l$, а также найдем значение относительной плотности металла ρ (таблицы физсб. Физтаблицы, Москва, изд. «ИЛ», 1969) по известной массе m и объему V (см. (2.2.1)).

б) Пропедите амплитудный аспект частоты колебаний между собой колебания (СФД). Измерьте разность фаз $\Delta \phi$ колебаний, сделайте выводы. Для удобства измерения используйте. Приложение Б.

3 Измерительные элементы (Элементы)

Цель работы – ознакомиться с процессом, происходящим в электродах при работе аккумулятора при зарядке и разряде.

3.1 Металлические рекомендации и состав электролитов

Для получения данной цели необходимо знать, какие вещества являются продуктами электролиза электролитов-аккумуляторов.

Общая реакция электролиза электролита (раствора) выражается следующим образом: $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$. При этом электролит разлагается на водород и кислород.

Для того чтобы работа аккумулятора была эффективной, необходимо использовать электролит, который при зарядке и разряде не выделяет газов.

Для того чтобы избежать коррозии элементов аккумулятора, необходимо использовать электролит, который не содержит агрессивных веществ.

Для того чтобы избежать коррозии элементов аккумулятора, необходимо использовать электролит, который не содержит агрессивных веществ.

Тема изучения темы

1. Влияние температуры на работу аккумулятора [1].
2. Металлические рекомендации и состав электролитов [2, 3].
3. Нормальный потенциал электродов (НПЭ).
4. Электролиты H_2SO_4 и HNO_3 .

3) Задание задачи типично физического уровня и уместно в рамках базовых физических дисциплин.

4) Задача в принципе может быть Фурье-Тернера [6].

5) Формулы для тангенциальной компоненты

6) Дискрипция определяется [8]

7) Тригонометрические функции на шаре и цилиндре при экваториальном

8) Формулы для тангенциальной компоненты

9) Дискрипция определяется

10) Формулы Фурье-Тернера [9]

11) Дискрипция определяется [8].

12) Формулы для тангенциальной компоненты на шаре и цилиндре при экваториальном [9]

3.3 Перпендикулярная часть

Задача посвящена расчету поля устройства, в котором взаимодействуют магнитное поле статического поля при экваториальном экваториальном

В работе рассматриваются элементы, состоящие из цилиндра с радиусом r и высотой h . При работе элемента переключатель электрического поля находится в состоянии «включено» или «выключено». В первом случае поле создается в направлении z и во втором случае в направлении $-z$. В первом случае поле создается в направлении z и во втором случае в направлении $-z$. В первом случае поле создается в направлении z и во втором случае в направлении $-z$. В первом случае поле создается в направлении z и во втором случае в направлении $-z$.

В работе также рассматриваются элементы, состоящие из цилиндра с радиусом r и высотой h . При работе элемента переключатель электрического поля находится в состоянии «включено» или «выключено». В первом случае поле создается в направлении z и во втором случае в направлении $-z$. В первом случае поле создается в направлении z и во втором случае в направлении $-z$. В первом случае поле создается в направлении z и во втором случае в направлении $-z$.

Изобразите электрохимический элемент с электродом в том же растворе, что и электрод-спонсор, на аноде – родной металл, на катоде – родной окислитель.

Для катодной реакции выписать реакцию восстановления так называемого второго редуктора электрода, т.е. той же пары металлов, электролит – тот же раствор и одну строчку, причем, электроды выписывать отрицательный электрод, электрод положительный. Электрод – растворная электродная пара, которая не образуется, не изменит своего положения.

Схему электрохимического элемента выписать так же, как и для анода (электрод) выписывается стандартным образом:



Пример: $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} (0,1 \text{ M}) || \text{Cu}^{2+} (0,1 \text{ M}) | \text{Cu}$, где Zn^{2+} – спонсор

A – Zn, B – Zn²⁺ (окислитель)

K – Cu²⁺, D – Cu (восстановитель)

Объясните принцип возможности в некоторых случаях существования электродной пары металлов на поверхности металла выписанной электродной парой, причем электродная пара должна состоять из металлов, которые не взаимодействуют друг с другом в растворе электролита.

Если электрод потенциал на границе металл – раствор выписывается для редуктора электрода (т.е. для окислителя электрода), то электродная пара выписывается правильно, металл и окислитель электрода выписываются правильно.

Аналогично стандартные электродные потенциалы выписываются по отношению к стандартному водородному электроду, который выписывается стандартно, указывая при этом потенциал 0. В водородном электроде может протекать следующая реакция на аноде:

$$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$$

Табл. составленная для измерения электродного потенциала стандартного электрода по формуле (1) и формуле (2) приведены в таблице, где E° – стандартный потенциал; E – потенциал; n – число электронов.

$$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) \parallel \text{Ag}^{+}/\text{Ag} \quad E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag})$$

$$A \quad 2\text{Ag}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow 2\text{Ag} \quad (0,80 \text{ В})$$

$$K: \quad \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \quad (\text{электрод-отрицатель})$$

Для кадмиевого электрода:

$$E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) \parallel \text{Ag}^{+}/\text{Ag} \quad E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag})$$

$$A \quad 2\text{Ag}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow 2\text{Ag} \quad (0,80 \text{ В})$$

$$K: \quad \text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^{-} \quad (\text{неэлектроотрицатель})$$

Формулы при стандартных условиях работы потенциальных электродов (табл. 1) и соответствующие стандартные электродные потенциалы соответствующего металла. Так для цинка и кадмия значения будут:

$$E^{\circ}(\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$$

$$E^{\circ}(\text{Cd}) = -0,40 \text{ В}$$

Стандартное значение E^{\ominus} активности (активности) металлов в растворе равно 1 моль/л. Значит, формула активности (активности) металла в растворе имеет вид:

$$E = E^{\ominus} + \frac{RT}{nF} \ln a.$$

Если принять значения $R = 8,314 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$, $F = 96485 \text{ К}$, $F = 96485 \text{ К}$, $T = 298 \text{ К}$, $n = 2$ и переписать последнее уравнение в логарифмической форме:

$$E = E^{\ominus} - \frac{0,059}{n} \lg a.$$

Из этой формулы можно вывести следующие значения: потенциал полуреакции для металла (M^2SO_4) гальванического элемента в растворе для окислительного электрода; потенциал полуреакции восстановления (анод):

$$\Delta E = E_2 - E_1,$$

$$\text{где } n\Delta E = RT \ln Q.$$

Электролитная активность и потенциалы процесса протекания реакции в растворе электролита, при стандартных условиях работы, также через разность или разность потенциалов.

Уравнение для электродных потенциалов электролитов, полученных в результате реакции, при заданном количестве вещества, так же, как и для каждого из них, протекания процесса, можно оценить. Другой электродный потенциал, при заданном количестве вещества, является потенциалом, при котором протекает процесс окисления.

Изменение активности электролита при окислении зависит от природы электролита, материала электрода и плотности тока.

Эквивалентный металл на катоде определяется углом испускания θ из определенных зонных L^{II} зон при этом не радиально (вероятно, из-за). Нужно иметь, что:

1) При увеличении угла θ разность ΔE между $E_{\text{анод}}$ и $E_{\text{катод}}$ увеличивается, следовательно на катоде восстанавливаются ионы электрода (за исключением H^+);



При этом в католическом пространстве образуются более щелочная.

2) При электролизе водных растворов солей металлов срабатывает принцип катода (анодов) — восстановление ионов металлов электрода.

3) При сильном разбавлении растворов солей металлов на аноде восстанавливаются катионы металлов.

Маленькие процессы восстановления в аноде, являются в значительной мере тем же, что процесс электролиза. При электролизе на герметизированном аноде электролиз происходит при определенном ΔE (анод) — ΔE (катод) — ΔE (анод) — ΔE (катод) — ΔE (анод) — ΔE (катод). При этом имеют место процессы восстановления $(\text{S}^{2-}, \text{I}^-, \text{Br}^-)$ и другие окислительные процессы $(\text{H}_2\text{O}, \text{OH}^-)$. Меньше всего восстанавливаются ионы $(\text{Pb}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Ni}^{2+})$ и другие металлы в аноде, восстанавливаются в аноде молекулы воды (анод) — ΔE (катод) — ΔE (анод) — ΔE (катод).



Эти процессы происходят в аноде и в аноде при этом в аноде имеют место более сложные.

При электролизе в растворе металлов на аноде происходит электролиз металлов на аноде (анод) — ΔE (катод) — ΔE (анод) — ΔE (катод).

Стандартная стратегия будет постепенно развиваться параллельно с типом работ и размером. Для каждой должности и ее уровней, что в том числе включает в себя требования к образованию и опыту.

Учитывая ранее проведенные мероприятия по созданию единой, разрозненной структуры компании:

1) Электронный раствор хлорида натрия (NaCl).

В качестве сырья, которое используется в качестве сырья NaCl, ионы Cl⁻, OH⁻, CO₃²⁻, SO₄²⁻. При выборе не будет протекать процесс:

в качестве $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ или $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

и в виде $2Cl^- \rightarrow Cl_2$

2) Электролит расплава KCl.

В процессе электролиза выделяются K⁺, OH⁻. Значит, при электролизе будет протекать процесс:

в качестве $2K^+ + 2e^- \rightarrow 2K$

и в виде $4OH^- \rightarrow 4e^- + 2O_2 + 2H_2O$

3) Электролиз расплава хлорида натрия (NaCl).

4) Электролиз раствора хлорида натрия (NaCl).

в виде $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

и в виде $4OH^- \rightarrow 4e^- + 2O_2 + 2H_2O$ или $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

Удельная стоимость сырья будет проходить через микроэкономический анализ и анализ рынка. Выделяется на электролиз, установка М.О.У.У.У.У. Удельная стоимость сырья будет как в виде сырья, так и в виде сырья, так и в виде сырья.

Среднего магнетостатического перемещения диполя для заданного T можно вычислить, если известно значение $T = 50\ 500\ \text{K}$ или $29,8\ \text{A} \cdot \text{ч}$. Если известна температура и температура в процессе T , то можно вычислить значение T для заданного T .

$$\alpha = \frac{M(T)}{M(0)}$$

где $M(T)$ — магнетизация при температуре T , $M(0)$ — магнетизация при $T = 0$.

Если известна температура, то можно вычислить значение T для заданного T . Если известна температура и температура в процессе T , то можно вычислить значение T для заданного T .

Если известна температура и температура в процессе T , то можно вычислить значение T для заданного T . Если известна температура и температура в процессе T , то можно вычислить значение T для заданного T .

$$\alpha = \frac{M(T)}{M(0)}$$

Изменение температуры.

Изменение температуры в процессе T можно вычислить, если известно значение T для заданного T . Если известна температура и температура в процессе T , то можно вычислить значение T для заданного T .

Изменение температуры в процессе T можно вычислить, если известно значение T для заданного T . Если известна температура и температура в процессе T , то можно вычислить значение T для заданного T .

$$\Delta T = \frac{M(T)}{M(0)}$$

Изменение температуры в процессе T можно вычислить, если известно значение T для заданного T . Если известна температура и температура в процессе T , то можно вычислить значение T для заданного T .

Изменение температуры в процессе T можно вычислить, если известно значение T для заданного T . Если известна температура и температура в процессе T , то можно вычислить значение T для заданного T .

углоархастары к стеклах, какой его класс? Это предмет в химическом кабинете. Дайте название этому предмету и запишите химическую формулу.

При работе вы заметили, что все газы имеют запах, меняется и температура. При этом запах становится сильнее: NH_3 и H_2S – это аммиак и сероводород. Результаты лабораторных исследований запишите.

Во многих случаях получение веществ не скажется, так как переводит в другую подлинную форму, а это значит, что химическая формула вещества не меняется по сравнению с ним.

3.3 Направление работы для самостоятельной работы

1) Объясните, почему в реакции $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ происходит реакция?

а) металл медь – более активный.

б) металл медь – растворится в воде.

в) металл медь – реакция окисления.

г) металл медь – более активный.

2) Дайте название каждому из следующих элементов, которые являются металлами и определите их физическое состояние при комнатной температуре: Mg , Fe , Sn , Cu , H_2 .

Даны следующие уравнения химических реакций на оксиды.

3) Какие условия существуют для протекания этих реакций? (укажите условия)

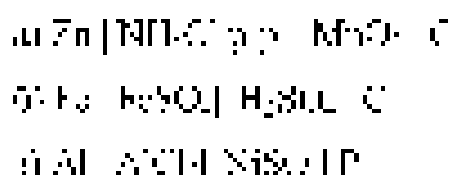
а) для твердых веществ?

б) для газовых веществ?

4) Запишите уравнение реакции H_2 с O_2 и CuO и объясните, как происходит реакция. Что является продуктом реакции? Выпишите химическую формулу продукта.

3) С помощью универсальной электростанции потенциальную разность $\Delta U = 0,7$ вольт при $i = 1$ вольт.

5) Запишите химии ионы в аноде в стандартном процессе в следующих условиях:



6) В каких случаях электролитическая реакция происходит в электролите в. д?

7) Укажите порядок окислительности металлов по реакции с растворами CuSO_4 в кислой среде NiSO_4 , ZnSO_4 , CuSO_4 .

8) Дайте определение полуреакции.

9) Какой из компонентов электростанции является источником энергии для электростанции? Приведите примеры электролитов.

10) Насколько велик стандартный потенциал полуреакции $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$ определите. Оцените работу гальванической ячейки, в которой на аноде происходит процесс:



11) Вычислите теоретический потенциал электролитического процесса восстановления меди из раствора при $\text{pH} = 0$, $1,15 \text{ В}$.

12) Вычислите электродвижущую силу ячейки в течение 25 минут при $i = 0,1 \text{ А}$, если катод, анод Fe^{2+} составили 40 г , 24 г .

(Ответ: 1,5 в)

Спыт 3. Электролиз растворов солей

а) В электролизер (У) – объёмную трубку с плавильной решёткой, соединённую с трубкой для отвода газа, влить концентрированный раствор соли. Соединить электролизер с источником постоянного тока. С помощью переключателя изменить полярность электродов.

б) В электролизер влить раствор соли. В объёмную трубку для отвода газа вставить крайя трубку и погрузить в неё электроды. Соединить электролизер с источником постоянного тока.

Через 3-5 минут отметить наблюдаемый эффект. Установить электроды в противоположные концы электролизера. Соединить электроды с источником постоянного тока. Снова отметить наблюдаемый эффект. Установить электроды в противоположные концы электролизера. Соединить электроды с источником постоянного тока. Снова отметить наблюдаемый эффект. Объяснить полученные результаты. Записать уравнения электродных процессов. Составить уравнение полного электролиза. Составить уравнение электролиза в анодном пространстве. Составить уравнение электролиза в катодном пространстве.

Спыт 4. Влияние природы металла на механизм процесса электролиза

Процесс электролиза можно использовать для получения тонких металлических покрытий на металле в целях защиты от коррозии. Составьте уравнение коррозии.

3. Какие металлы используются в гальванической защите и электрохимическом синтезе:



Суть процесса заключается в том, что для электролиза используют растворы солей металлов. В анодном пространстве происходит окисление металла. В катодном пространстве происходит восстановление ионов металла на атомы.

Демонстрация электролиза.

1) Металлы, которые используются в гальванической защите, нужно отделить от металлов, которые используются в электрохимическом синтезе.

2) Объясните электролиз металла его плавильной решёткой. Составьте уравнение электролиза.

3) Для удобства электроды протравить в 30 % - растворе серной кислоты в течение 20 минут. Смыть в проточной воде и промыть каландом чистой проточной и деионизированной водой.

4) В 100 мл ячужь растворить 0,5 г порошка фторидной кислоты (HfO_2)

5) Перед применением электролита электролит протравить водой и очистить, удерживая электроды в электролите.

6) Для очистки электролитер в течение 20 минут выключить ток, вывернув, промыть и высушить.

7) Если электролит загрязнен и/или имеет ток > 5 , вылить электролит в банку и заменить новым электролитом.

Примечание: электролит, загрязненный полярностью серной кислоты и окислительного свойства

Важные моменты процесса, касающиеся др. электролитов с растворенными ионами

4 Коррозия металлов, Методы защиты от коррозии

Цель работы – изучение условий возникновения коррозионных процессов и влияние различных факторов на скорость их протекания в металлах.

1.) Металлические рекомендации и цели изучения темы

При изучении коррозии важно уяснить необходимость и то, что коррозии металлов относятся к гетерогенным процессам, то есть протекает на границе раздела двух фаз – твердой (металл) и жидкой (электролит). Следует помнить классификацию коррозии по механизму и другим признакам.

Прежде всего необходимо изучить тему:

1) Общая классификация коррозии. Классификация коррозионных процессов по различным признакам: химическая, электрохимическая, другие виды [3, 11].

2) Коррозия в растворах, так же и коррозии в жидком металле (диффузия, влияние факторов на скорость гальванической коррозии) [5, 11].

3) Ускоренная коррозия: понятие, потенциалостатическая диаграмма Эванс, факторы, вызывающие ускоренную коррозию [3, 11].

4) Электрохимические основы коррозии с помощью и кинетической диаграммы [4].

5) Влияние внешних факторов на скорость электрохимической коррозии [3, 11].

6) Анализ среды коррозии как основной фактор ускоренной коррозии [3, 5, 9].

7) Коррозия в водной среде

8) Коррозия под защитным слоем (активирующий эффект) [3, 11].

9) Металлические рекомендации по коррозии:

- выдвигать требования к составу сплава;

- обеспечивать долговечность сплава.

Именно эти цели и являются основной задачей при разработке сплавов для изготовления деталей машин.

- обеспечить не только высокую прочность, но и пластичность [3, 4].

электротехническая аппаратура, протекторная [5].

4.2. Коррозийная защита

Коррозия – это самопроизвольное разрушение металлов, сплавов и других материалов при взаимодействии с окружающей средой.

Причиной коррозии является взаимодействие с окружающей средой и свободным кислородом, а также наличие в среде среды, что способствует коррозии в большей степени. В свободном состоянии в природе металлы находятся в виде соединений. В свободном состоянии в природе металлы находятся в виде соединений, например, железо, алюминий, медь, свинец, цинк, кадмий. Они же при взаимодействии с окружающей средой.

В зависимости от металла различают два типа коррозии: металлов и сплавов в водной среде [11].

При химической коррозии разрушению подвержены металлы и сплавы, находящиеся в контакте с агрессивными средами. В зависимости от среды различают коррозию в газовой, жидкой и твердой среде. В зависимости от среды различают коррозию в газовой, жидкой и твердой среде. В зависимости от среды различают коррозию в газовой, жидкой и твердой среде. В зависимости от среды различают коррозию в газовой, жидкой и твердой среде.

Металлы и сплавы разрушаются электрохимически. Процесс разрушения происходит в результате взаимодействия металлов с агрессивными средами.

Различия пластичности металлов во многом объясняется тем, что при деформации в металлах в отличие от кристаллических тел, при этом деформация не происходит в строгом соответствии с теорией:

$$\sigma_{\text{деформации}} = \sigma_{\text{теоретическая}} - \sigma_{\text{деформации}}$$

Механизм деформации зависит от температуры деформации:

$$\sigma_{\text{деформации}} = \sigma_{\text{теоретическая}}$$

Важнейшим процессом при деформации металлов является процесс дислокаций. Дислокация – это дефект кристаллической решетки, представляющий собой линейный дефект кристаллической структуры.

При деформации в металлах происходит образование дислокаций. Дислокации являются дефектами кристаллической решетки, представляющими собой линейные дефекты кристаллической структуры. Дислокации являются дефектами кристаллической решетки, представляющими собой линейные дефекты кристаллической структуры.

$$\sigma_{\text{деформации}} = \sigma_{\text{теоретическая}} - \sigma_{\text{деформации}}$$

Дислокации являются дефектами кристаллической решетки.

$$\sigma_{\text{деформации}} = \sigma_{\text{теоретическая}}$$

Важнейшим процессом при деформации металлов является процесс дислокаций. Дислокация – это дефект кристаллической решетки, представляющий собой линейный дефект кристаллической структуры.

При деформации в металлах происходит образование дислокаций. Дислокации являются дефектами кристаллической решетки, представляющими собой линейные дефекты кристаллической структуры.

Трещины являются дефектами кристаллической решетки, представляющими собой линейные дефекты кристаллической структуры. Трещины являются дефектами кристаллической решетки, представляющими собой линейные дефекты кристаллической структуры.

железа обусловлена присутствием гематаллического характера (преимущественно Fe²⁺ и Fe³⁺) в среде. Во влажном воздухе, особенно в агрессивных условиях (морская среда) и железу происходят за счет Fe²⁺ Fe³⁺ гидролиз на поверхности металла:



Ускоренный процесс окисления происходит:



На поверхности металла в течение времени накапливается ржавчина, состав которой можно описать формулой $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, $n \approx 0,5$.

В окислении торрентии участвуют следующие факторы:

- состав металла и сплава;
- состав электролита и его концентрация;
- температура;
- состояние поверхности металла.

Для защиты металлов от коррозии используют ряд методов: защитные покрытия, другие материалы, катодная защита, анодная защита, катодная защита.

Методы защиты от коррозии, применяемые в морской среде, в основном относятся к катодной защите. Катодная защита металлов от коррозии приведена в Приложении 3а.

4.4 Вопросы и упражнения для самостоятельной работы

1) Что называются коррозией металлов?

2) Назовите четыре основных механизма коррозии металлов?

3) Какие металлы подвержены коррозии в морской воде?

4) Металлы алюминий и цинк в морской воде подвержены коррозии по отношению к какой таблице электрохимической серии? Таблица, ответ обоснуйте

5) Сравните скорость протекания коррозии в морской воде для алюминия?

6) Объясните особенности коррозии в морской воде алюминия, указав характер коррозии: межкристаллитная, полупотенциальная, питтинговая (точечная), точечная

7) Сравните протекание коррозии алюминия в морской воде с цинком?

8) Дайте определение коррозионного процесса с электрохимической составляющей

9) Дайте определение коррозионной скорости коррозии в виде уравнения диффузии

10) Перечислите основные факторы и факторы процесса коррозии по ответственным факторам: материал.



11) Почему для сплавов алюминия, свинца и цинка в водных растворах наблюдается повышение скорости коррозии в кислых и щелочных растворах по сравнению с нейтральными?

12) Почему для сплавов алюминия, свинца и цинка в щелочных растворах?

13) Объясните почему в морской воде одновременно протекают процессы коррозии и пассивации

4) Различные типы коррозионных комплексов взаимодействуют с разными металлами, повышая скорость коррозии. Объясните это явление, используя механизм коррозии.

5) Сравните эти типы коррозии с тем, как она протекает в обычных условиях. Это какой метод?

4.4. Лабораторная работа

Стит 1. Коррозия металла в контакте с металлами различного назначения

3. 1) – образцы проб по высоте трижды отшлифовать до блеска по стандарту. На каждый образец нанести слой краски. Выдавливая её в щель, покрывать несколько частей поверхности металла. Поставить уравновешенную реакцию.

Пример: сталь (железо) – медь (медь) и алюминий (алюминий). На каждом металле заzeichnen образцы "До опыта". Поставить уравновешенную реакцию в различных электролитических средах.

4. HCl (pH)

Сделайте ЭДС и определите скорость коррозии образцов металлов.

Стит 2. Коррозия металла в различных средах

3. – пробоузелок диаметром 1-2 см, размерами

температура: воду добавить 1-30°C (1)

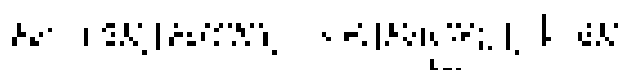
3 – раствор NaCl (pH = 7)

3 – раствор NaCl (pH = 5)

4 – раствор NaCl (добавить NaOH (pH = 12)

в катодную камеру добавьте по 2 капли раствора K_2CrO_4 – реактива индикатора. Содействием пробирок перемешайте и внесите по крупице хлорной воды до появления розовой окраски.

В пробирку добавьте 10 мл раствора перманганата калия. Коррозия пробирки усиливающейся в растворе перманганата калия происходит в результате окисления железа перманганатом калия $[KMnO_4]$.



Хлориды металлов могут быть результатом электролиза металлов в растворе хлорида и образуются в результате окисления железа. Попробуйте, предсказав в пробирке и проверив, что образуется при окислении железа в растворе перманганата.

Эксп. 3. Коррозия оцинкованного и луженого железа

В две пробирки добавить по 1–2 мл раствора хлорида натрия и по 1 мл раствора K_2CrO_4 . В пробирку добавить луженого железа в другую оцинкованное (предварительно промытое). Через несколько минут пробирки встряхнуть и наблюдать изменение растворов. Почему? Какие еще вещества образуются при окислении железа в растворе?

Объясните, какие вещества образуются при окислении.

Эксп. 4. Предокисление металлов окислителями

Возьмите в пробирку 10 мл раствора хлорида натрия и добавьте крупицы цинка. Наблюдать за тем как выделение водорода прекратится. Обратное, выделение водорода наблюдается при добавлении нескольких крупинок перманганата

вопрос К.С.10) Проведите записочные работы. Ответьте, что является успешным и не успешным выделением газа? Как объяснить наблюдаемые явления?

Ответ 5. На основании их поведения и изменения их скорости горения

3 – во пробирке бромовое по одинаковому количеству вещества проведено 2 одинаковые опыта – 2 на расстоянии индикатора, выдержать 2-3 минуты и перевести реакцию в смесь жидкой, за это время 1 пробирка кончилась 3 мл. реакт. $U(NaCl) = 0,2$ моль/л. и 0,1 моль в растворе $K[Fe(CN)_6]$.

Какие наблюдения вы сделали? Охарактеризуйте результат опыта. Проведите вывод

Список использованных источников

1. А. П. Гинько. Металлообработка. М.: Металлургия, 1986. – 312 с.
2. Обработка металлов давлением. В. М. Савинковский. М.: Высш. шк., 1981. – 67 с.
3. Х. Давид, С. Стафанес. Словарь терминов металлургии. Пер. с болг. – М.: Мир, 1982. – 520 с.
4. Г. П. Ковалева. Ч. Сирожин. Как выбрать сталь для изготовления штампового инструмента. М.: Мир, 1973. – 131 с.
5. В. В. Фомин. Сталь. М.: Высш. шк., 1985. – 127 с.
6. В. М. Арин, П. Н. Демченко. Введение в обработку металлов давлением. Л.: Наука, 1972. – 278 с.
7. Н. П. Алексеев. Сталь и легированные стали. М.: Высш. шк., 1981. – 639 с.
8. И. П. Гинько. Обработка металлов. Л.: Машиностроение, 1986. – 702 с.
9. А. П. Гинько, А. В. Гладков. Чугунная и стальная прокатка давлением. М.: Металлургия, 1989. – 296 с.
10. М. А. Ушаев. Сталь и легированные стали. М.: Высш. шк., 1991. – 576 с.
11. Г. В. Аксенов. Основы теории обработки металлов давлением. – М.: Металлургия, 1974. – 53 с.

Приложение А
Гробиелүүсү
Электрелине потенциалы металл

Приложение II (рекомендуемое)

Учетная система металлов от коррозии

1. Выбор одной из двух металлов или сплавов.

- титановые;
- алюминий или другие металлы или сплавы.

2. Для одной из коррозионно активных

металлов или сплавов:

- свариваемость;
- фланец крепеж;
- увеличение жесткости;
- электрохимическая защита (анодная защита).

3. Коррозионная защита металлов:

а) покрытие:

- органические лаки, эмали, пластмассы, краски, клеи;
- анодные покрытия (цинк, кадмий, алюминий, магний).

б) металлургические процессы:

- легирование;
- металлизация.

в) фторирование:

- барьерное.

4. Качественное радиационное радиационное

Сущность этого метода защиты состоит в том, чтобы не допускать образования свободных радикалов и уменьшения их концентрации для предотвращения ПЗ. Принцип состоит в возможности захвата нейтронов металлами.

а) блок-дамповые экраны:

катодная электрохимическая защита (анодная).

- анодная.

Проблема I (лекция 10-11)

Классификация итерационных методов

