

Уважаемый студент, выполнение указанных заданий строго обязательно!

Группа ТЭК1/1

Дата: 14.12.2022г.

Дисциплина: ОДП Химия

Преподаватель: Воронкова А.А.

Тема Металлы. Коррозия металлов

Цели: формирования умений ориентироваться в расположении химических элементов в таблице Д.И.Менделеева; систематизировать и обобщить необходимую информацию о металлах; ознакомить с понятием коррозии металлов (виды коррозии, способы защиты металлов от коррозии); отработка практических навыков решения задач; воспитание личностных качества, обеспечивающих успешность исполнения задания.

Задание: выполнить работу по алгоритму

Лекция

План

1. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Зависимость скорости коррозии от условий окружающей среды.
2. Классификация коррозии металлов по различным признакам.
3. Способы защиты металлов от коррозии

Алгоритм работы

1. изучите материал лекции, материал учебника § 24
2. ответьте на контрольные вопросы в тетради (задачи оформлять полностью - дано, решение, ответ) и пришлите скрин преподавателю

Основные характеристики коррозионных процессов

Коррозия – самопроизвольное разрушение металла вследствие его окисления при взаимодействии с окружающей средой.

Виды коррозионных разрушений. Характер разрушения поверхности металла или изменения его физико-химических свойств определяется в первую очередь свойствами самого металла и свойствами коррозионной среды. Если разрушению подвергается вся поверхность изделия, то такой вид называют *сплошной коррозией*, если разрушаются отдельные участки поверхности, то – *локальной (местной) коррозией*. Последняя более опасна, так как процесс может проникать на большую глубину. Сплошная коррозия бывает *равномерной* и *неравномерной*.

Имеются и другие виды коррозионных разрушений, сочетающие в себе воздействие коррозионной среды и механические воздействия (например, коррозионное растрескивание – коррозия, развивающаяся в зоне механических напряжений).

Виды коррозионных сред. Коррозионные среды подразделяются на *жидкие* и *газообразные*, *токопроводящие* и *неэлектролиты*, *естественные* и *искусственно созданные*. К газообразным относятся газы, образующиеся в результате сгорания топлива (в ракетах, двигателей внутреннего сгорания и др.) и в различных производствах, а также природная атмосфера. Жидкие коррозионные среды – это жидкие неэлектролиты (сернистая нефть, бензин, керосин и др.) и токопроводящие (с высокой ионной проводимостью) жидкости – водные растворы кислот, щелочей, солей, в том числе морская вода. К естественным коррозионным средам относятся, кроме атмосферы, почва и вода.

Типы коррозионных процессов.

По механизму протекания коррозионного процесса, зависящему от характера внешней среды, с которой взаимодействует металл, различают **химическую и электрохимическую коррозию**.

Химическая коррозия протекает в коррозионных средах, не проводящих электрический ток.

Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих ионную проводимость. Этот вид коррозии наиболее распространен.

Причиной химической и электрохимической коррозии металлов и сплавов является их термодинамическая неустойчивость в различных средах при данных внешних условиях, вследствие чего почти все они встречаются в природе в окисленном состоянии: в виде оксидов, сульфидов, силикатов, алюминатов, сульфатов и т.д.

С точки зрения термодинамики коррозия металлов – самопроизвольный процесс, сопровождающийся уменьшением энергии Гиббса ($\Delta G < 0$). Чем отрицательнее значение ΔG , тем выше термодинамическая возможность коррозионного процесса.

Термодинамика позволяет определить только возможность или невозможность протекания коррозии, но не дает принципиальных представлений о скорости и механизме этого процесса. Поэтому при изучении процесса коррозии важнейшее значение имеют также кинетические закономерности.

Коррозия протекает на границе двух фаз: металл – окружающая среда, т.е. является многостадийным гетерогенным процессом и подчиняется законам химической кинетики для гетерогенных реакций. Всякий гетерогенный процесс состоит из последовательно протекающих реакций:

1. диффузии частиц к поверхности металла;
2. их адсорбции;
3. поверхностной химической реакции;
4. десорбции продуктов с поверхности;
5. диффузии продуктов реакции в объем коррозионной среды.

Скорость коррозии обычно определяется скоростью самой медленной (лимитирующей) из рассмотренных реакций. Установление лимитирующей стадии процесса – ключевой вопрос кинетики коррозионных процессов, так как зная эту стадию, можно воздействовать на ее ход и тем самым затормозить коррозионное разрушение. Во многих случаях продукты коррозии играют решающую роль в торможении коррозионных процессов, например, при образовании на поверхности защитных пленок, препятствующих дальнейшей диффузии активных частиц коррозионной среды.





ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

АНОДНОЕ ПОКРЫТИЕ

ОЦИНКОВЫВАНИЕ ЖЕЛЕЗНОГО ИЗДЕЛИЯ

Анод более активный. На анод вешают цинковую пластину, на катод – железное изделие. Идут реакции.

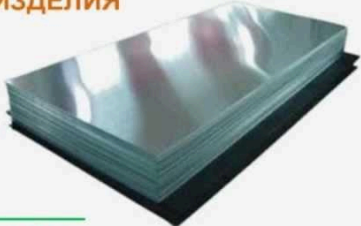
менее активный К- (Fe) 1 $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

более активный А+ (пластина Zn) 2 $Zn^0 - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$

$O_2 + 2H_2O + 2Zn^0 \rightarrow 4OH^- + 2Zn^{2+}$

$O_2 + 2H_2O + 2Zn^0 \rightarrow 2Zn(OH)_2 \downarrow$

разрушается Zn белая ржавчина





Вторичный продукт

$Zn^{2+} + 2OH^- = 2Zn(OH)_2 \downarrow$

белая ржавчина

Она заполняет повреждения и не дает доступа и к железному изделию.



ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАНИЙ

Задания необходимо решать с использованием ряда напряжений металлов:

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

← Восстановительная способность →

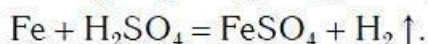
Li	K	Ba	Ca	Na	La	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Au
-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,52	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,26	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,79	+0,80	+1,52
Li ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	La ³⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Au ³⁺

→ Окислительная способность →

Задание 1: Составьте уравнение реакций взаимодействия металлов с кислотами, расставьте коэффициенты и найдите их сумму.



Алюминий и железо стоят левее водорода в ряду напряжений металлов, поэтому могут вытеснить водород из разбавленных кислот. При прохождении реакции наблюдаем выделение водорода в виде мелких пузырьков.

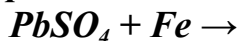


Коэффициенты расставляем, уравнивая количество атомов одного элемента до и после стрелки.

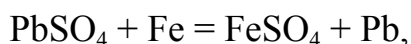
Сумма коэффициентов в уравнении с алюминием : 9 (2+3+1+3).

В уравнении с железом: 4 (1+1+1+1).

Задание 2: Составьте уравнение реакций взаимодействия металлов с солями, расставьте коэффициенты и найдите их сумму.



Свинец стоит в ряду напряжений металлов правее железа, поэтому будет вытеснен из соли более активным металлом (Fe):



Аналогичные рассуждения можно применить в следующей реакции:

$\text{Zn} + \text{CuCl}_2 = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$ (цинк более активный, чем медь).

Так медь, которая в ряду активностей металлов стоит после водорода, не будет реагировать с хлоридом цинка, поэтому реакция замещения не будет проходить.

$\text{ZnCl}_2 + \text{Cu} \rightarrow$

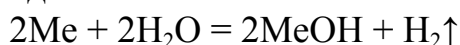
Коэффициенты расставляем, уравнивая количество атомов одного элемента до и после стрелки.

Сумма коэффициентов в уравнении с цинком: $4(1+1+1+1)$.

В уравнении с железом: $4(1+1+1+1)$.

Задание 3: При взаимодействии 3,12 г одновалентного металла с водой выделилось 0,896 л водорода. Определите этот металл. Ответ дайте в виде химического символа.

Шаг первый: Запишем уравнение реакции металла с водой, зная, что металл одновалентен



Шаг второй: Найдем количество вещества металла.

По уравнению реакции

$$n_{(\text{Me})} = 2n_{(\text{H}_2)}$$

$$n_{(\text{H}_2)} = 0,896/22,4 = 0,04 \text{ моль}$$

$$n_{(\text{Me})} = 2 \times 0,04 = 0,08 \text{ моль}$$

Шаг третий: Вычислим молярную массу металла

$$M_{(\text{Me})} = m/n_{(\text{Me})} = 3,12/0,08 = 39 \text{ г/моль}$$

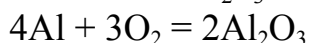
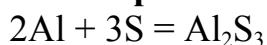
Шаг четвертый: С помощью таблицы Менделеева найдем металл с соответствующей относительной атомной массой, численно совпадающей с молярной. Этот металл – калий.

Ответ: K

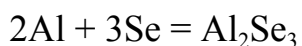
Решение задачи на химические свойства металла.

Задание 4: В лаборатории химика имеется порошок желто-коричневого цвета, который при попадании в воду издает сильный чесночный запах. Какое вещество представляет собой порошок, если он получен в результате реакции между алюминием и селеном, протекающей аналогично реакции алюминия с серой или кислородом? Укажите формулу данного вещества.

Шаг первый: Запишем уравнения реакций алюминия с серой и кислородом



Шаг второй: аналогичным образом запишем уравнение реакции алюминия с селеном.



Это селенид алюминия.

Ответ: Al_2Se_3

Контрольные вопросы

1. Почему щелочные и щелочноземельные металлы имеют в соединениях единственную степень окисления: (+1) и (+2) соответственно, а металлы побочных подгрупп, как правило, проявляют в соединениях разные степени окисления?
2. Какие степени окисления может проявлять марганец? Какие оксиды к гидроксиды соответствуют марганцу в этих степенях окисления? Каков их характер?
3. Почему положение металлов в электрохимическом ряду напряжений не всегда соответствует их положению в Периодической системе Д. И. Менделеева?

4. Составьте уравнения реакций натрия и магния с уксусной кислотой. В каком случае и почему скорость реакции будет больше?
5. Что представляет собой явление коррозии металлов? Допустим, деталь сделана из сплава, в состав которого входит магний и марганец. Какой из компонентов сплава будет разрушаться при электрохимической коррозии? Ответ подтвердите уравнениями анодного и катодного процесса коррозии: а) в кислой среде; б) в кислой среде, насыщенной кислородом. Будет ли оксидная пленка, образующаяся на олове, обладать защитными свойствами?
6. Решите задачу: При растворении меди в растворе концентрированной азотной кислоты выделилось 2 л газа. Вычислите массу прореагировавшей меди.
- $$\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$$

Для максимальной оценки задание нужно прислать до 15.00 ч. 14.12.2022г.

Выполненную работу необходимо сфотографировать и отправить на почтовый ящик voronkova20.88@gmail.com, или Александра Александровна (vk.com), добавляемся в [Блог преподавателя Воронковой А.А. \(vk.com\)](#) -здесь будут размещены видео материалы

–ОБЯЗАТЕЛЬНО ПОДПИСЫВАЕМ РАБОТУ НА ПОЛЯХ + в сообщении указываем дату/группу/ФИО

Список литературы

Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г. Химия. 11 класс: учеб. для общеобразоват. организаций базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. – М.: Просвещение, 2014. – 224с.: ил. – ISBN 978- 5- 09 – 028570- 4

Дополнительная литература:

1. Габриелян О.С. Химия в тестах, задачах, упражнениях: учеб. Пособие для студ. сред. проф. учебных заведений / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова – М., 2012. Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г. Химия. 11 класс: учеб. для общеобразоват. организаций с прил. на электрон.носителе (DVD) базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. – М.: Просвещение, 2014. – 224с.: ил. – ISBN 978- 5- 09 – 028570- 4.
2. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень: учеб. Для общеобразоват. Учреждений. – М., 2010.

Интернет-ресурсы: (Перечень адресов интернет-ресурсов с кратким описанием)

1. <http://www.chem.msu.ru/rus/school/> – школьные учебники по химии для 8-11 классов общеобразовательной школы
2. <http://experiment.edu.ru/catalog.asp> – естественнонаучные эксперименты
3. chem.msu.ru – портал фундаментального химического образования России
4. alhimik.ru – образовательный сайт по химии