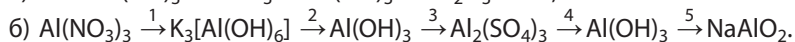
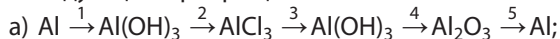


10. Приведите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Уравнения реакций, протекающих в растворах, представьте в молекулярной и ионной формах, укажите степени окисления атомов в окислительно-восстановительных реакциях.

Лабораторный опыт 9. Амфотерные свойства гидроксида алюминия

Реактивы: растворы гидроксида натрия, хлороводородной кислоты, соли алюминия AlCl_3 или $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

1. *Получение гидроксида алюминия.* К раствору соли алюминия (2 см³) прилейте по каплям раствор щёлочи до образования осадка.

2. *Изучение амфотерных свойств гидроксида алюминия.* Осадок, полученный в предыдущем опыте, разделите на две части. В одну из пробирок добавьте раствор кислоты, в другую — раствор щёлочи до растворения осадков.

Сделайте выводы о способе получения гидроксида алюминия и его свойствах на основании выполненного эксперимента. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.



§ 48.1

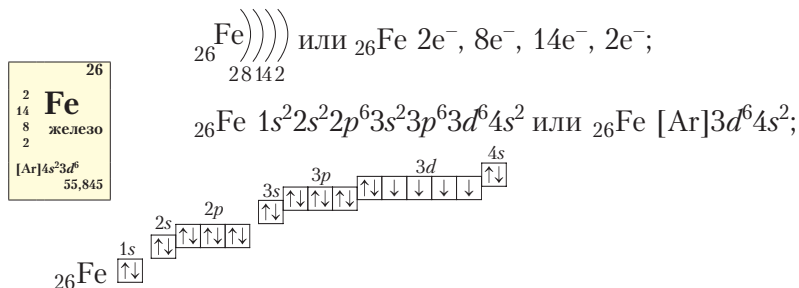


§ 48.2

§ 49. Железо и его соединения

Железо как химический элемент

Железо — элемент, расположенный в 4-м периоде, VIIIВ-группе периодической системы. Электронная схема, формула электронной конфигурации и электронно-графическая схема его атома имеют вид:



Железо относится к *d*-элементам. Наиболее устойчивыми степенями окисления атомов железа являются +2 и +3.

Железо — второй по распространённости после алюминия металл в земной коре (массовая доля — около 5 %). В неокисленном состоянии железо

изредка встречается в метеоритах в составе сплава с кобальтом и никелем. В природе железо находится в виде соединений. Наиболее распространёнными минералами, включающими железо, являются Fe_2O_3 (*гематит*), Fe_3O_4 (*магнетит*), $\text{FeO}(\text{OH})$ (*гётит*), FeS_2 (*пирит*), FeCO_3 (*сидерит*).

В Республике Беларусь открыто два месторождения железных руд — Новосёлковское (Кореличский район Гродненской области) и Околовское (Столбцовский район Минской области). Они рассматриваются в качестве возможной сырьевой базы для металлургической промышленности нашей страны. Главный рудный минерал этих месторождений — магнетит.

Железо как простое вещество

Физические свойства. Железо представляет собой светлый серебристо-белый металл с плотностью $7,87 \text{ г/см}^3$ и температурой плавления 1538°C . Металл пластичен, относительно мягок: его относительная твёрдость по шкале Мооса равна 4 (Приложение 2).

При красном калении (выше 600°C) железо размягчается и хорошо поддаётся сварке, ковке и прокатке. Отличительной особенностью железа являются его ярко выраженные магнитные свойства — *ферромагнетизм*.



Магнитными свойствами, кроме железа, обладают кобальт, никель и некоторые сплавы этих металлов, а также природный минерал магнетит. Ферромагнетики используют в электрогенераторах, трансформаторах, для звуко- и видеозаписи, в телефонах, компьютерах и др.

Химические свойства. По химическим свойствам металлическое железо — типичный металл. Вспомним особенности известных вам взаимодействий железа с неметаллами, водяным паром, кислотами и солями (табл. 35).

Таблица 35. Химические свойства железа

Реагенты и уравнения (схемы) реакций	Условия протекания и продукт реакции
Неметаллы $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{FeCl}_3$ $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4$	Железо при нагревании взаимодействует с неметаллами (азотом, бором, кремнием, фосфором, серой). Галогены окисляют железо до степени окисления +3 (кроме I_2). При горении железа в кислороде образуется оксид, в котором имеются атомы железа(II) и железа(III), Fe_3O_4
Вода $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$	При высокой температуре (около 800°C) железо восстанавливает водород из водяного пара

Продолжение табл. 35

Кислоты	Железо способно восстанавливать водород из кислот. При комнатной температуре железо в концентрированных HNO_3 , H_2SO_4 не растворяется, так как они пассивируют его поверхность
$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$	
Соли	Железо восстанавливает менее активные металлы из растворов солей
$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	

Коррозия железа

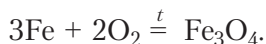
Изделия из железа в технике, быту, природе подвергаются коррозии. **Коррозия** — разрушение металла в результате взаимодействия с веществами из окружающей среды.

Причины коррозии. Условно процесс коррозии железа во влажной атмосфере можно представить уравнением:



Образующийся $\text{Fe}(\text{OH})_3$ подвергается частичной дегидратации — удалению воды — и поэтому *состав ржавчины* выражают формулой $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$.

При высоких температурах может происходить окисление сухим кислородом с образованием Fe_3O_4 :



В окружающей среде в присутствии иных окислителей, например кислот и кислотных оксидов, образуются соли железа.

Во всех этих процессах железо окисляется и разрушается, компоненты окружающей среды восстанавливаются. Продукты окисления железа образуются в виде рыхлых слоёв, не защищающих металл от дальнейшей коррозии (§ 20, рис. 47, б).

Скорость коррозии, как и в случае других окислительно-восстановительных процессов, зависит от химической природы и площади соприкосновения реагентов, их концентрации, температуры. Коррозию ускоряют растворы солей и кислот (рис. 113). Коррозию замедляют, полируя поверхность металла, сохраняя металл в сухом воздухе. Коррозия железа замедлена в растворах щелочей или при контакте с более активным, чем железо, металлом (рис. 114).

Из курса химии 9-го класса вам известно, что скорость коррозии увеличивается при контакте железа с менее активным металлом (рис. 114).

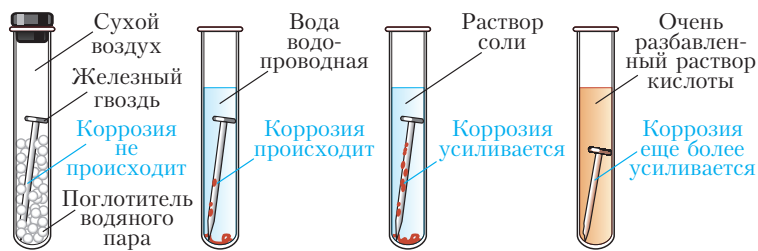
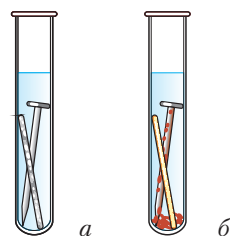


Рис. 113. Коррозия железа в средах различного состава

Рис. 114. Коррозия железа при контакте:
а — с цинком, б — медью

Знание факторов, влияющих на скорость коррозии, позволило предложить ряд способов защиты от коррозии.

1. *Защитные покрытия.* В качестве материалов для *металлических* покрытий применяют цинк, никель, медь, хром, серебро, бронзу, латунь и др. (рис. 115). Так, оцинкованное железо используют в качестве кровельного материала, в изготовлении кузовов автомобилей, шурупов. В этом случае железо не будет разрушаться до тех пор, пока не прореагирует всё покрытие из цинка. Покрытия из менее активных металлов, чем железо, защищают его от коррозии лишь в случае, если в них отсутствуют поры, трещины, царапины.

К *неметаллическим* покрытиям относят лакокрасочные и полимерные материалы, смазочные масла.

Защитные покрытия также получают путём *оксидирования* (создание слоя окислы Fe_3O_4) и *фосфатирования* (нанесение слоя фосфатов) поверхности металла.



Медные, бронзовые, латунные покрытия



Центр — медно-никелевое, кольцо — латунное покрытие



Полимерное покрытие на металлочерепице

Рис. 115. Защитно-декоративные покрытия на изделиях из стали

2. *Электрохимическая защита* осуществляется подключением защищаемой конструкции к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока (катодная защита) или приведением защищаемого металла в контакт с более активным металлом (рис. 116).

3. *Легирование металлов.* В расплав металла при его производстве добавляют легирующие добавки — хром, никель, молибден и др., снижающие активность металла. Таким образом получают, например, нержавеющую сталь.

4. *Изменение состава и свойств коррозионной среды.* Коррозионную среду можно изменить добавлением в неё ингибиторов (веществ, которые значительно уменьшают скорость коррозии металла, например нитрита, фосфата или хромата натрия и ряда других).

Применение железа и его сплавов. До 95 % всего добываемого железа производится в виде его сплавов — чугуна и сталей. С составом, свойствами и сферами применения этих сплавов вы уже ознакомились, изучая материал § 43, а с методами получения — в § 45. Напомним, что содержание углерода в сталях ниже 2 %, то есть гораздо меньше, чем в чугуне, поэтому сталь — более ковкий, прочный и менее хрупкий сплав по сравнению с чугуном. Она легко подвергается механической обработке (режется, шлифуется, прокатывается, куётся).

Чугун — более дешёвый сплав с хорошими литейными свойствами, но более хрупкий. Изделия из чугуна более коррозионноустойчивы, чем из нелегированной стали (рис. 117). Различие в свойствах определило и разные области использования сплавов железа.

Чистое железо используется как катализатор, например в синтезе аммиака, бромировании бензола.



Рис. 116. Защита от коррозии подземного стального трубопровода



Рис. 117. Изделия из чугуна, предметы традиционной белорусской кухонной посуды («чыгункі» и «патэльні»)

Железо относится к d -элементам. Наиболее устойчивые степени окисления атомов железа +2 и +3.

Железо реагирует с неметаллами, водяным паром, кислотами и солями.

Изделия из железа и его сплавов подвергаются коррозии — разрушению в результате взаимодействия с веществами из окружающей среды. Её можно замедлить нанесением покрытий, приведением в контакт с более активным металлом, легированием металла или изменением состава и свойств коррозионной среды.

Вопросы, задания, задачи

1. Составьте формулу электронной конфигурации и электронно-графическую схему железа. Укажите число неспаренных электронов в основном состоянии атома железа.
2. Консервные банки из железа часто покрывают оловом. Этот процесс называют лужением. При появлении царапин на олове коррозия железной банки протекает быстрее, чем оцинкованного железа. Как это можно объяснить, используя положение металлов в ряду активности?
3. Какие заклёпки — медные или алюминиевые — предпочтительнее использовать для скрепления двух железных деталей?
4. Почему нельзя готовить раствор медного купороса в железном ведре?
5. Три железные пластинки полностью погрузили в разбавленные растворы гидроксида калия, хлорида калия, уксусной кислоты, а четвёртую — в дистиллированную воду. Опишите, что будет наблюдать экспериментатор через сутки.
6. Определите массу средней соли, образовавшейся при взаимодействии железа массой 11,2 г с достаточным количеством разбавленной серной кислоты.
7. Составьте уравнения реакций оксидов железа FeO , Fe_2O_3 и Fe_3O_4 с водородом, разбавленными серной и соляной кислотами.
8. Укажите направление смещения равновесия в системе

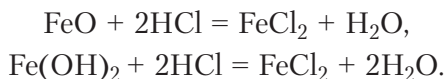
$$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons 3\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{CO}_2(\text{г}) \uparrow + 16 \text{ кДж}$$
 а) при повышении давления; б) повышении температуры; в) увеличении концентрации угарного газа.
9. Железную пластинку массой 10 г выдержали в растворе медного купороса, содержащего сульфат меди(II) массой 2,4 г. Определите массу пластинки по окончании реакции.
10. Из каждой тонны железной руды, в которой массовая доля Fe_3O_4 равна 82 %, получен чугун массой 575 кг с массовой долей железа 95,5 %. Определите выход железа.



§ 50. Важнейшие соединения железа

Оксиды и гидроксиды железа(II, III)

Оксид и гидроксид железа в степени окисления +2 обладают основными свойствами — они взаимодействуют с кислотами:



С другой стороны, соединения железа(II) участвуют в окислительно-восстановительных реакциях, проявляя, как правило, восстановительные свойства. Без окисления соединения $\text{Fe}(\text{II})$ могут сохраняться только в инертной среде. На воздухе под действием кислорода или в водном растворе под действием окислителей, например O_2 , H_2O_2 , железо в гидроксиде железа(II) окисляется до степени окисления +3. При этом окраска суспензии гидроксида железа(II) меняется от белой с серо-зелёным оттенком до бурой (рис. 118, а, б, Приложение 3):

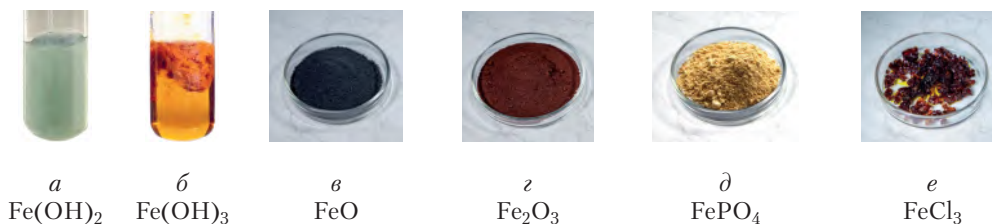
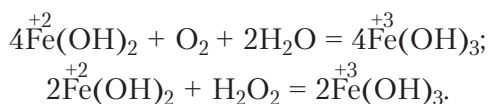
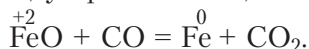


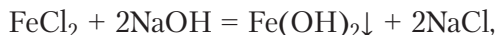
Рис. 118. Соединения железа



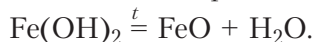
В то же время железо в оксиде FeO (рис. 118, *в*) восстанавливается в реакциях с водородом, углеродом, угарным газом, более активными металлами:



Гидроксид железа(II) получают действием раствора щёлочи на соли, например:

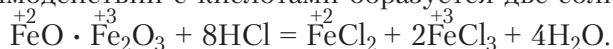


а оксид можно получить разложением гидроксида:

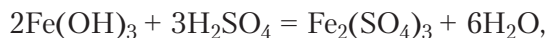


Оксид железа(II, III) Fe_3O_4 — магнетит — кристаллическое вещество, в котором железо находится в двух степенях окисления +2 и +3, или $\overset{+2}{\text{Fe}}\text{O} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}}_2\text{O}_3$, обладает магнитными свойствами.

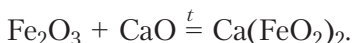
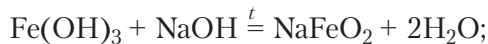
При его взаимодействии с кислотами образуется две соли:



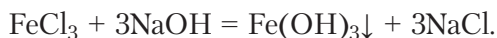
Оксид и гидроксид железа(III). Оксид и гидроксид железа в степени окисления +3 нерастворимы в воде и обладают слабо выраженными амфотерными свойствами (рис. 118, *б*, *г*). Они легко взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами, проявляя основные свойства:



а со щелочами и основными оксидами реагируют лишь при спекании, образуя *ферриты*:



Гидроксид железа(III) *получают* из растворов солей осаждением раствором щёлочи:



Fe_2O_3 образуется при термическом разложении $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

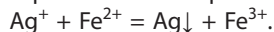


Соли железа(II, III)

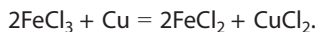
Соли железа(II) бесцветны, но из-за примесей солей железа(III) окрашены в зеленоватый цвет. При хранении они приобретают рыжеватый оттенок вследствие частичного окисления атомов железа кислородом воздуха до степени окисления +3. Таким образом, соли железа(II) обладают *восстановительными свойствами*. Например:



Реакцию восстановления ионов серебра железом(II) в растворе использовали в первых фотографических процессах для проявления изображений:



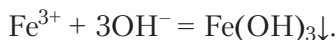
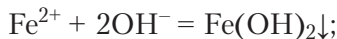
Соединения железа в степени окисления +3 способны проявлять окислительные свойства за счёт восстановления $\text{Fe}(\text{III})$ до $\text{Fe}(\text{II})$, например, при взаимодействии в растворах с медью:



Качественные реакции на ионы железа(II) и железа(III)

Соли железа можно различить по окраске. В отличие от соединений железа(II) у соединений железа(III) тёмно-бурая окраска (рис. 118, *д, е*), которую придают примеси основных солей. В отсутствие этих примесей подкисленные растворы солей железа(III) имеют соломенно-жёлтый цвет.

В качестве реагентов на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} проще всего использовать раствор щёлочи. При наличии ионов Fe^{2+} образуется белый осадок с серо-зелёным оттенком (рис. 118, *а*). При наличии в растворе ионов Fe^{3+} выпадает бурый осадок (рис. 118, *б*):



Для ионов Fe^{3+} наиболее чувствительным реагентом являются роданид-ионы NCS^- . При их взаимодействии с Fe^{3+} образуется вещество кроваво-красного цвета:



Этим реагентом (например, в виде соли KNCS) можно обнаружить даже следы соединений железа(III) в водопроводной воде.

Биологическая роль железа

Железо — жизненно необходимый для растений элемент, участвующий в процессе фотосинтеза. Железо играет важную роль в ферментативных реакциях, в обеспечении иммунных функций, входит в состав *гемоглобина* — переносчика кислорода от органов дыхания к тканям.

В организме человека содержится 3–5 г железа. Недостаток железа в организме является одной из причин возникновения анемии, снижения интеллекта и нарушения нервно-психических функций.

В организм железо поступает с пищей. Наиболее богаты железом продукты животного происхождения (например, говяжья печень, мясо, рыба), где оно находится в легко усваиваемой форме. Менее усваиваемое железо содержится в растительных продуктах: тыкве, овсяной крупе, какао, горохе, инжире, изюме.

Оксид и гидроксид железа(II) обладают основными свойствами, проявляют преимущественно восстановительную способность.

Оксид и гидроксид железа(III) обладают слабо выраженными амфотерными свойствами, проявляют преимущественно окислительную способность.

Ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} под действием щёлочи образуют окрашенные осадки: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — белый с серовато-зелёным оттенком и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурый.

Вопросы, задания, задачи

1. Из перечня — FeSO_4 , FeO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , FePO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — выпишите формулы: а) оксидов железа; б) солей железа(III). Назовите вещества, представленные формулами.

2. Составьте формулы солей: нитрат железа(II), карбонат железа(II), сульфат железа(II), нитрат железа(III), хлорид железа(III), сульфат железа(III).

3. Определите массовую долю железа в железном купоросе $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

4. Составьте уравнения реакций восстановления оксида FeO до металла водородом, углеродом, угарным газом, более активными металлами.

5. Рассчитайте объём (н. у.) хлора, затраченный на окисление 0,3 моль хлорида железа(II).

6. Даны вещества: соляная кислота, гидроксид калия, оксид калия, вода, оксид серы(VI). С каким из них может взаимодействовать: а) оксид железа(II); б) оксид железа(III); в) гидроксид железа(II); г) гидроксид железа(III)? Составьте уравнения соответствующих реакций, укажите условия их проведения.

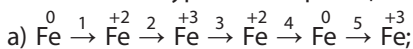
7. Предложите способ превращения оксида железа(II) и оксида железа(III) в соответствующие гидроксиды. Поясните уравнениями реакций.

8. В четыре пробирки с растворами сульфатов магния, калия, железа(II), железа(III) добавили раствор гидроксида натрия. При этом наблюдали выпадение осадков: в одной

пробирке — зелёного, во второй — белого, в третьей — бурого, в четвёртой ничего не происходило. Укажите названия исходных веществ в каждой пробирке. Поясните уравнениями реакций в молекулярной и сокращённой ионной формах.

9. Для осенней обработки виноградной лозы от вредителей садовод приготовил раствор из 5 литров воды и 250 г железного купороса. Определите массовую долю сульфата железа(II) в этом растворе.

10. Составьте уравнения реакций согласно схеме:



§ 50.1

Практическая работа 4. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»



§ 50.2

Задание 1. Исследуйте действие соляной кислоты на металлы:

а) цинк и медь;

б) железо и медь.

Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.



§ 50.3

Задание 2. Используя щёлочь, установите, в какой из выданных пронумерованных пробирок находится раствор каждого из веществ:

а) сульфат магния и сульфат меди(II);

б) хлорид железа(III) и хлорид кальция.

Задание 3. Получите реакцией обмена амфотерный гидроксид исходя из:

а) хлорида алюминия;

б) сульфата цинка.

Докажите его амфотерность.

Задание 4. Проведите реакции согласно схемам:

а) железо → хлорид железа(II) → гидроксид железа(II) → гидроксид железа(III);

б) сульфат меди(II) → гидроксид меди(II) → хлорид меди(II) → медь.