**Практическая работа №2**

**Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих при производстве хлеба, кондитерских и хлебобулочных изделий методом электронно-ионного баланса.**

**Важнейшие восстановители и окислители**

|  |  |
| --- | --- |
| Восстановители | Окислители |
| Металлы, водород, уголь. Окись углерода (II) (CO). Сероводород (H2S); оксид серы (IV) (SO2); сернистая кислота H2SO3 и ее соли. Галогеноводородные кислоты и их соли. Катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl2, FeCl2, MnSO4, Cr2(SO4)3. Азотистая кислота HNO2; аммиак NH3; гидразин NH2NH2; оксид азота(II) (NO). Катод при электролизе. | Галогены. Перманганат калия(KMnO4); манганат калия (K2MnO4); оксид марганца (IV) (MnO2). Дихромат калия (K2Cr2O7); хромат калия (K2CrO4). Азотная кислота (HNO3). Серная кислота (H2SO4) конц. Оксид меди(II) (CuO); оксид свинца(IV) (PbO2); оксид серебра (Ag2O); пероксид водорода (H2O2). Хлорид железа(III) (FeCl3). Бертоллетова соль (KClO3). Анод при электролизе. |

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

**A**       **Электронный баланс**- метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. *Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.*

Уравнение составляется в несколько стадий:

1.      Записывают схему реакции.

KMnO4 + HCl  KCl + MnCl2 + Cl2­ + H2O

2.      Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.

KMn+7O4 + HCl-1 KCl + Mn+2Cl2 + Cl20­ + H2O

3.      Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем.

Mn+7+ 5e  Mn+2

2Cl-1- 2e  Cl20

4.      Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления.

|  |  |
| --- | --- |
| Mn+7+ 5e strelka_vpravo.png Mn+2 | 2 |
| 2Cl-1- 2e strelka_vpravo.png Cl20 | 5 |

––––––––––––––––––––––––

2Mn+7+ 10Cl-1 2Mn+2+ 5Cl20

5.      Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.

2KMn+7O4 + 16HCl-1  2KCl + 2Mn+2Cl2 + 5Cl20+ 8H2O

**B**      **Электронно-ионный баланс (метод полуреакций)** метод нахождения коэффициентов, в которомрассматривается обмен электронами между ионами в растворе с учетом характера среды:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| 2Cl1-–  2e strelka_vpravo.png | Cl20 |   |  5 |
| **MnO41- + 8H+** | + 5e strelka_vpravo.png | **Mn2+ + 4H2O** |  2 |
| **7+** |   | **2+** |   |

––––––––––––––––––––––––––––––––––––––

10Cl- + 2MnO41- + 16H+  5Cl20­ + 2Mn2+ + 8H2O

(для уравнивания ионной полуреакции используют H+, OH- или воду)

Типичные реакции окисления-восстановления

Реакции с участием перманганата калия в качестве окислителя

При взаимодействии перманганата калия с восстановителем образуются различные продукты восстановления в зависимости от pH среды.

**Реакции в кислой среде.**

5K2S+4O3 + 2KMn+7O4 + 3H2SO4  6K2S+6O4 + 2Mn+2SO4 + 3H2O

электронный баланс

|  |  |
| --- | --- |
| Mn+7 + 5e strelka_vpravo.png Mn+2 | 2 |
| S+4 – 2e strelka_vpravo.png S+6 | 5 |

метод полуреакций

|  |  |
| --- | --- |
| MnO4- + 8H+ + 5e strelka_vpravo.png Mn2+ + 4H2O | 2 |
| SO32- + H2O – 2e strelka_vpravo.png SO42- + 2H+ | 5 |

–––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––

2MnO4- + 16H+ + 5SO32- + 5H2O  2Mn2+ + 8H2O + 5SO42- + 10H+

или 2MnO4- + 6H+ + 5SO32-  2Mn2+ + 3H2O + 5SO42-

Фиолетовый раствор KMnO4 обесцвечивается при добавлении раствора K2SO3.

**Реакции в нейтральной среде**

3K2S+4O3 + 2KMn+7O4 + H2O  3K2S+6O4 +2Mn+4O2 + 2KOH

электронный баланс

|  |  |
| --- | --- |
| S+4 – 2e strelka_vpravo.png S+6 | 3 |
| Mn+7 + 3e strelka_vpravo.pngMn+4 | 2 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| MnO41- + 2H2O + 3e strelka_vpravo.png MnO2+ 4OH- | 2 |
| SO32- + 2OH- - 2e strelka_vpravo.png SO42-+ H2O | 3 |

–––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––

2MnO4- + 4H2O + 3SO32- + 6OH-  2MnO2 + 8OH- + 3SO42- + 3H2O

или 2MnO4- + H2O + 3SO32-  2MnO2 + 2OH- + 3SO42-

Фиолетовый раствор KMnO4 после окончания реакции обесцвечивается и наблюдается выпадение бурого осадка.

**Реакции в щелочной среде.**

K2S+4O3 + 2KMn+7O4 + 2KOH  K2S+6O4 +2K2Mn+6O4 + H2O

электронный баланс

|  |  |
| --- | --- |
| S+4 – 2e strelka_vpravo.png S+6 | 1 |
| Mn+7 + 1e strelka_vpravo.pngMn+6 | 2 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| SO32- + 2OH- - 2e strelka_vpravo.pngSO42-+H2O | 1 |
| MnO41- + e strelka_vpravo.png MnO42- | 2 |

–––––––––––––––––––––––––––––––––––––

SO32- + 2OH- + 2MnO4-  SO42- + H2O + 2MnO42-

Фиолетовый раствор KMnO4 превращается в зеленоватый раствор K2MnO4.

Таким образом,



Реакции с дихроматом калия в качестве окислителя

Степень окисления хрома понижается с +6 до +3. Наблюдается изменение окраски реакционной массы с желто-оранжевого цвета до зеленого или фиолетового.

1)

K2Cr2+6O7 + 3H2S-2 + 4H2SO4  K2SO4 + Cr2+3(SO4)3 + 3S0 + 7H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| 2Cr+6+ 6estrelka_vpravo.png2Cr+3 | 1 |
| S-2 - 2e strelka_vpravo.png S0 | 3 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| Cr2O72-+ 14H+ + 6e strelka_vpravo.png2Cr3++ 7H2O | 1 |
| H2S0- 2e strelka_vpravo.png S0+ 2H+ | 3 |

––––––––––––––––––––––––––––––––––

Cr2O72-+ 8H++ 3H2S  2Cr3++ 7H2O + 3S0

2)

K2Cr2+6O7 + 6Fe+2SO4 + 7H2SO4  3Fe2+3(SO4)3 + K2SO4 + Cr2+3(SO4)3 + 7H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| 2Cr+6+ 6estrelka_vpravo.png2Cr+3 | 1 |
| Fe+2 – e strelka_vpravo.png Fe+3 | 6 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| Cr2O72-+ 14H+ + 6e strelka_vpravo.png2Cr3++ 7H2O | 1 |
| Fe2+- e strelka_vpravo.png Fe3+ | 6 |

–––––––––––––––––––––––––––––––––––––

6Fe2+ + Cr2O72-+ 14H+  2Cr3++ 6Fe3+ + 7H2O

3)

K2Cr2+6O7 + 14HCl-1  3Cl20­ + 2KCl + 2Cr+3Cl3 + 7H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| 2Cr+6+ 6estrelka_vpravo.png2Cr+3 | 1 |
| 2Cl-1 – 2e strelka_vpravo.png Cl20 | 3 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| Cr2O72-+ 14H+ + 6e strelka_vpravo.png 2Cr3++ 7H2O | 1 |
| 2Cl1- - 2e strelka_vpravo.png Cl20 | 3 |

–––––––––––––––––––––––––––––––––––

Cr2O72-+ 6Cl- + 14H+ 2Cr3++ 3Cl20 + 7H2O

Окислительные свойства азотной кислоты

Окислителем в молекуле (см. также "Азотная кислота") азотной кислоты является N+5, который в зависимости от концентрации HNO3 и силы восстановителя (например, активности металла - см. также тему " Азотная кислота") принимает от 1 до 8 электронов, образуя
N+4O2;  N+2O;  N2+1O;  N20;  N-3H3(NH4NO3);

1)

Cu0+ 4HN+5O3(конц.)  Cu+2(NO3)2 + 2N+4O2­ + 2H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| Cu0– 2e strelka_vpravo.png Cu+2 | 1 |
| N+5 + e strelka_vpravo.png N+4 | 2 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| Cu0– 2e strelka_vpravo.png Cu+2 | 1 |
| NO3- + 2H+ + e strelka_vpravo.png NO2+ H2O | 2 |

––––––––––––––––––––––––––––––––

Cu0+ 2NO3- + 4H+ Cu2++ 2NO2 + 2H2O

2)

3Ag0+ 4HN+5O3(конц.)  3Ag+1NO3 + N+2O­ + 2H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| Ag0- e strelka_vpravo.png Ag+ | 3 |
| N+5 + 3e strelka_vpravo.png N+2 | 1 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| Ag0- e strelka_vpravo.png Ag+ | 3 |
| NO3- + 4H+ + 3e strelka_vpravo.png NO+ 2H2O | 1 |

––––––––––––––––––––––––––––––

3Ag0+ NO3- + 4H+ 3Ag++ NO + 2H2O

3)

5Co0+ 12HN+5O3(разб.)  5Co+2(NO3)2 + N20­ + 6H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| Co0- 2e strelka_vpravo.png Co+2 | 5 |
| 2N+5 + 10e strelka_vpravo.png N20 | 1 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| Co0- 2e strelka_vpravo.png Co+2 | 5 |
| 2NO3- + 12H+ + 10e strelka_vpravo.png N2+ 6H2O | 1 |

–––––––––––––––––––––––––––––––––

5Co0+ 2NO3- + 12H+ 5Co2++ N2 + 6H2O

4)

4Ca0+ 10HN+5O3(оч.разб.)  4Ca+2(NO3)2 + N-3H4NO3 + 3H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| Ca0- 2e strelka_vpravo.png Ca+2 | 4 |
| N+5 + 8e strelka_vpravo.png N-3 | 1 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| Ca0- 2e strelka_vpravo.png Ca+2 | 4 |
| NO3- + 10H+ + 8e strelka_vpravo.png NH4++ 3H2O | 1 |

–––––––––––––––––––––––––––––––––

4Ca0+ NO3- + 10H+ 4Ca2++ NH4+ + 3H2O

При взаимодействии HNO3 с неметаллами выделяется, как правило, NO:

1)

3C0+ 4HN+5O3  3C+4O2­ + 4N+2O­ + 2H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| C0- 4e strelka_vpravo.png C+4 | 3 |
| N+5 + 3e strelka_vpravo.png N+2 | 4 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| C0+ 2H2O - 4e strelka_vpravo.png CO2 + 4H+ | 3 |
| NO3- + 4H+ + 3e strelka_vpravo.png NO+ 2H2O | 4 |

–––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––

3C0+ 6H2O + 4NO3- + 16H+ 3CO2 + 12H+ + 4NO + 8H2O

или 3C0+ 4NO3- + 4H+ 3CO2 + 4NO + 2H2O

2)

3P0+ 5HN+5O3 + 2H2O  3H3P+5O4 + 5N+2O­

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| P0- 5e strelka_vpravo.png P+5 | 3 |
| N+5 + 3e strelka_vpravo.png N+2 | 5 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| P0+ 4H2O - 5e strelka_vpravo.png PO43- + 8H+ | 3 |
| NO3- + 4H+ + 3e strelka_vpravo.png NO+ 2H2O | 5 |

––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––

3P0+ 12H2O + 5NO3- + 20H+ 3PO43- + 24H+ + 5NO + 10H2O

или 3P0+ 2H2O + 5NO3-  3PO43- + 4H+ + 5NO

Пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях

1.      Обычно пероксид водорода используют как окислитель:

H2O2 + 2HI-1  I20 + 2H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| 2I-- 2e strelka_vpravo.png I20 | 1 |
| [O2]-2 + 2e strelka_vpravo.png 2O-2 | 1 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| 2I-- 2e strelka_vpravo.png I20 | 1 |
| H2O2 + 2H+ + 2e strelka_vpravo.png 2H2O | 1 |

––––––––––––––––––––––

2I- + H2O2 + 2H+  I2 + 2H2O

При действии сильных окислителей пероксид водорода может окисляться, образуя кислород и воду.

5H2O2 + 2KMn+7O4 + 3H2SO4  5O20­ + K2SO4 + 2Mn2+SO4 + 8H2O

электронный баланс:

|  |  |
| --- | --- |
| [O2]-2 - 2e strelka_vpravo.png O20 | 5 |
| Mn+7 + 5e strelka_vpravo.png Mn+2 | 2 |

метод полуреакций:

|  |  |
| --- | --- |
| MnO4- + 8H+ + 5e strelka_vpravo.png Mn2+ + 4H2O | 2 |
| H2O2 - 2e strelka_vpravo.png O2 + 2H+ | 5 |

––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––––

2MnO4- + 5H2O2 + 16H+  2Mn2+ + 8H2O + 5O2 + 10H+

или 2MnO4- + 5H2O2 + 6H+  2Mn2+ + 8H2O + 5O2

 **Контрольные вопросы.**

I. Определите, какую роль - окислителя или /и восстановителя - могут играть в реакциях окисления-

восстановления следующие частицы:

1) PO43-, PO33- 2) Сl-, ClO2- 3) NO, NO3- 4) S2-, SO2 5) Sn, SnO2

II. Составьте электронно-ионные уравнения взаимного превращения частиц ( см. п. I ) в кислой, нейтральной и щелочной средах.

III. Методом электронно-ионных уравнений составьте уравнение реакции:

1) NO2+H2O®HNO3+NO 2) Br2+H2O® HBr+HBrO33) MnO2+KOH® KMnO4+Mn(OH)2

4) HClO3® HCl + HClO4 5) P + H2O® H3PO3

Определите возможность самопроизвольного протекания реакции.

5) Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающие при производстве хлеба, кондитерских и хлебобулочных изделий методом электронно-ионного баланса.

Суммарное уравнение спиртового брожения может быть выражено следующим

образом: С6 Н12 О6 = 2 С2 Н5 ОН + 2 СО2

При гетероферментативном молочнокислом брожении образуются

несколько органических веществ. Суммарное уравнение сбраживания глюкозы:

 2С6Н12О6 СН3СНСООН + СООНСН2СООН + СН3СООН +

 глюкоза молочная кислота янтарная кислота уксусная кислота

+ СН3СН2ОН + СО2 + Н2

 этиловый спирт диоксид углерода водород

При гомоферментативном брожении образуется 85-90% молочной

кислоты, при гетероферментативном - около 20-40%.

**Пропионовокислое брожение**

Этот тип брожения характеризуется сбраживанием глюкозы, а иногда и

пентоз в пропионовую и уксусную кислоты с образованием диоксида углерода

и воды:

ЗС6Н12О6 4СНзСН 2СООН + 2СНзСООН + 2СО 2 + 2Н 2О + Дж

глюкоза пропионовая уксусная диоксид вода

 кислота кислота углерода

угие вещества.

Ацетоноэтиловое брожение

Этот тип брожения вызывается бактериями вида Bacterium aceto-acetylicum

и проходит по суммарному уравнению:

2C 6Н 12О 6 + H 2 О СН 3СОСНз + 2СНзСН 2ОН + 5СО 2 + 4Н2 + Дж.

глюкоза вода ацетон этиловый диоксид водород

 спирт углерода