

Тема: Химия биогенных элементов. d-элементы и их соединения.

Учебно-исследовательская работа студента (УИРС): «Химико-аналитические свойства ионов d-элементов».

Опыт 1. Гидролиз катионов d-элементов. Приготовьте для выполнения опытов 10 чистых микропробирок в штативе. Запишите в лабораторном журнале таблицу по следующей форме:

Пробирка	Исследуемый катион	Окраска растворов	Окраска индикаторной бумаги	pH раствора
1.	Cr^{3+}			
2.	Mn^{2+}			
3.	Fe^{2+}			
4.	Fe^{3+}			
5.	Co^{2+}			
6.	Ni^{2+}			

Отберите в пробирки 1, 2, 4-6 по 3-4 капли растворов солей указанных катионов. В пробирке 3 приготовьте раствор соли Мора. Запишите в таблицу окраску растворов. Обмакните стеклянную палочку в раствор в пробирке 1 и смочите мокрой палочкой универсальную индикаторную бумагу. Сравните окраску бумаги с цветной шкалой, связывающей окраску с pH раствора. Запишите цвет бумаги и значение pH в таблицу. Ополосните стеклянную палочку водой и повторите опыт с раствором соли в пробирке 2 и т.д.

При анализе наблюдений опыта 1 отметьте, у каких катионов степень гидролиза больше, у каких – меньше. Какой катион – Fe^{2+} или Fe^{3+} - гидролизуется в большей степени? Почему? Постарайтесь сформулировать выводы о зависимости степени гидролиза катионов d-элементов от природы катиона и заряда. Напишите в общем виде ионное уравнение реакции гидролиза катионов (лучше с точки зрения протолитической теории кислот и оснований).

Опыт 2. Образование гидроксидов катионов d-элементов и изучение их свойств. Приготовьте таблицу для записи наблюдений по форме:

Пробирка	Катион	Реактив		
		КОН, недостаток	КОН, избыток	H_2SO_4
1.	Cr^{3+}			
2.	Mn^{2+}			
3.	Fe^{2+}			
4.	Fe^{3+}			
5.	Co^{2+}			
6.	Ni^{2+}			
7.	Cu^{2+}			
8.	Zn^{2+}			
9.	Hg^{2+}			
10.	Hg_2^{2+}			

Отберите в пробирки по 3-4 капли растворов солей, указанных в таблице катионов. Расположите пробирки в штативе в соответствии с номерами. Затем прибавьте в каждую пробирку по 1-2 капли раствора КОН (или NaOH) $c = 2$ моль/л (КОН, недостаток). Отметьте в таблице цвет образовавшихся осадков гидроксидов (в пробирках с катионами ртути (9 и 10) выпадают оксиды HgO и Hg₂O соответственно). Обратите внимание, что окраска оксидов Mn (II), Fe (II) изменяется с течением времени.

Затем в те же пробирки прибавьте по 2-3 капли раствора КОН ($c = 6$ моль/л) (концентрированный раствор щелочи, избыток). Отметьте, какие осадки растворились в избытке щелочи. Затем в те же пробирки прибавьте по 8-10 капель раствора H₂SO₄ ($c = 3$ моль/л). Запишите наблюдения.

По окончании опыта и заполнении таблицы наблюдений пробирки вымойте и приготовьте их для выполнения опыта 3.

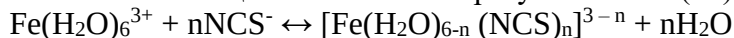
При анализе наблюдений объясните, почему изменялся цвет гидроксидов железа (II) и марганца (II). Какие из гидроксидов обладали заметными кислотными свойствами? Напишите в общем виде реакции образования нерастворимых в воде гидроксидов.

Напишите уравнение реакции растворения гидроксидов цинка и хрома в избытке щелочи.

Опыт 3. *Равновесие хромат $\leftrightarrow$ дихромат.* Отберите в пробирку 2-3 капли раствора K₂Cr₂O₇. Запишите, какой цвет имеет раствор. Прибавьте к нему 1 каплю раствора КОН ($c = 2$ моль/л). Как изменяется цвет раствора? Затем прибавьте в эту же пробирку 2-3 капли раствора H₂SO₄. Что наблюдается? Проведите тот же опыт, взяв первоначально в качестве исходного раствора раствор калия хромата. Запишите наблюдения и уравнения наблюдаемых превращений.

Опыт 4. *Получение тиоцианатных комплексов железа (III) и кобальта (II).*

Ионы Fe³⁺ с тиоцианат-ионами образуют железа (III) тиоцианат:



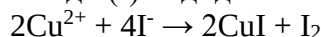
Состав образующегося комплекса непостоянен и в зависимости от концентрации Fe³⁺, NCS⁻ можно колебаться от [Fe(H₂O)₅(NCS)]²⁺ до [Fe(NCS)₆]³⁻. Реакция может быть использована для количественного определения колориметрическим (визуальным) методом.

Кобальт (II) образует с тиоцианат-ионами комплекс сине-голубого цвета, экстрагирующийся в слой амилового спирта.

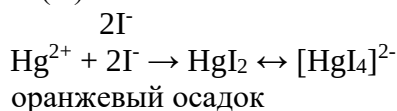
К 2-3 каплям раствора соли железа (III) прибавьте 2-3 капли раствора калия (или аммония) тиоцианата. Запишите наблюдения.

Опыт 5. *Взаимодействие катионов Cu²⁺, Zn²⁺, Hg²⁺, Hg₂²⁺ с иодид-ионами.*

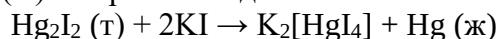
Медь (II) легко окисляет иодид-ионы. Образовавшиеся ионы меди (I) с ионами I⁻ дают нерастворимый в воде осадок меди (I) иодида:



Ионы Zn²⁺ с ионами I⁻ не реагируют, а ионы Hg²⁺ образуют с избытком иодид-ионов комплексные тетраиодомеркурат (II)-ион:



При взаимодействии KI с соединениями ртути (I) образуется осадок – ртуть (I) иодида Hg₂I₂ грязно-зеленого цвета. Осадок растворим в избытке реактива с образованием калия тетраиодомеркурата (II) и черного осадка металлической ртути:



Легкое образование тетраиодомеркурата (II)-иона доказывает мягкость катиона ртути (II).

В четыре пробирки отберите по 1-2 капли растворов солей указанных катионов и прилейте к ним по 1-2 капли раствора KI. Запишите, что наблюдаете в каждой из пробирок.

Затем прибавьте в те же пробирки еще по 3-4 капли раствора KI (избыток). Запишите новые наблюдения. Желтый цвет смеси в пробирке с медью объясняется выделившимся диодом. Прибавьте в эту пробирку 1 каплю раствора натрия тиосульфата. Что наблюдаете (запишите)? Затем прибавьте еще 3-4 капли раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Пронаблюдайте, какие явления при этом происходят. Результаты запишите.

Анализируя данные опытов, сформулируйте вывод о способности катионов d-элементов к комплексообразованию. Отметьте реакции, которые, по вашему мнению, можно рекомендовать как специфические качественные реакции на соответствующие катионы. Напишите уравнения этих реакций, используя формулы образующихся осадков, приведенные в описании опытов.