

Блок «Общая химия»

Задание №1. Строение атома

1. - Кол-во p⁺ и e⁻ = порядковый номер.
- Кол-во n⁰ = массовое число - порядковый номер.
2. - s-элементы — элементы I(A) и II(A) подгрупп (первые два элемента периода).
- p-элементы — элементы III-VIII(A) подгрупп (B-Ne, Al-Ar, Ga-Kr, In-Xe, Tl-Rn).
- d-элементы — элементы III-VIII(B) подгрупп (Sc-Zn, Y-Cd, La-Hg).
- Неметаллы: H, B, C, Si, N, P, As, O, S, Se, Te, F, Cl, Br, I, At.
- Благородные газы - эл-ты VIII(A) гр.
- Металлы - все остальное
3. - Кол-во e⁻ на внешнем уровне для s- и p-элементов равно N⁰группы.
- Кол-во e⁻ на внешнем уровне для d-элементов равно 2, кроме Cr и Cu (у них 1 электрон на внешнем уровне).
4. Одинаковая конфигурация внешнего уровня:
- Ca + 3d-элементы (кроме Cr и Cu).
- Sr + 4d-элементы.
- Ba + 5d-элементы.
- K + Cr или Cu.
5. Схожая конфигурация внешнего уровня:
- эл-ты одной подгруппы.
- эл-ты II(A) группы и d-элементы, кроме Cr и Cu.
- эл-ты I(A) группы и Cr или Cu.
6. Одинаковое число неспаренных e⁻:
- эл-ты одной подгруппы I(A), III-VII(A) групп.
- 1 неспаренный e⁻ у эл-ов I(A), III(A) и VII(A) групп, а также у Sc и Cu.
- 2 неспаренных e⁻ у эл-ов IV(A) и VI(A) групп, а также у Ti.
- 3 неспаренных e⁻ у эл-ов V(A) групп, а также у V.
- одинаковое число неспаренных s-e⁻: эл-ты I(A) группы + Cr и Cu
- одинаковое число неспаренных d-e⁻: Cr и Mn.
7. Одинаковое число валентных e⁻: элементы одной группы.
8. Конфигурация иона: металлы образуют катионы (отдают электроны - двигаемся влево по таблице). Неметаллы образуют анионы (присоединяют электроны - двигаемся вправо по таблице).

Задание №2. Периодический закон

1. Радиус атома увеличивается к французу Fr ↓←.

2. Электроотрицательность увеличивается ко фтору F ↑→ + запоминаем ряд ЭО: F > O > N > Cl > Br > I > S > C > H > Si.
3. Восстановительные свойства увеличиваются к францию Fr ↓← + смотрим в ряд активности металлов.
4. Кислотные свойства оксидов и гидроксидов увеличиваются ↑→, основные — наоборот.
5. Кислотные свойства летучих водородных соединений увеличиваются ↓→.

Задание №3. Степень окисления

1. Постоянная степень окисления: - металлы I(A) групп (+1). - эл-ты II группы,

кроме Hg (+2). - Al (+3). - F (-1).
2. - У водорода H почти всегда +1, но с металлами -1 ; - У кислорода O почти всегда -2, но в пероксидах -1, со фтором +1 или +2.
3. - Высшая ст.ок = N⁰гр, кроме O (+2), F (0), Cu (+2), Fe (+6)
- Низшая ст.ок = N⁰гр - 8 для эл-ов IV-VII(A) групп, а у металлов = 0.
- Высшая валентность = N⁰группы, кроме N (IV), O (III), F (II), Fe (VI), Cu (II).
- Анионы — см. в таблицу растворимости + запоминать: - HalO₄⁻, HalO₃⁻, HalO₂⁻, HalO⁻ (Hal: Cl, Br, I), AlO₂⁻, CrO₂⁻, FeO₂⁻, MnO₄⁻, PO₃⁻, BeO₂²⁻, ZnO₂²⁻, PbO₂²⁻, SnO₂²⁻, MnO₄²⁻, CrO₄²⁻, FeO₄²⁻

Задание №4. Химические связи и решетки

1. Ионная связь: металл + неметалл, а также соединения с NH₄⁺ и соли аминов [R-NH₃]Cl
2. Ковалентная полярная связь: 2 разных неметалла.
3. Ковалентная неполярная связь: 2 одинаковых неметалла.
4. Соединения с донорно-акцепторной связью: - соединения с NH₄⁺, соединения с N⁺, CO, O₃, комплексные соли.
5. Водородная связь – между молекулами, которые содержат связи O-H, N-H и F-H.
6. Важные соединения: CaC₂, FeS₂, Na₂O₂, CaO₂, - ионная + кнс NH₄Cl, Al₄C₃ - ионная + кпс H₂O₂ и многие органические вещества – кпс + кнс
7. Атомная решетка: C, Si, SiO₂, SiC, B, P_{кр}
8. Ионная решетка – в-ва с ионной связью
9. Молекулярная решетка – в-ва с ков. Связью, кроме C, Si, SiO₂, SiC, B, P_{кр}
10. Молекулярное строение – молекулярная решетка. Немолекулярное строение – атомная, ионная или металлическая решетка.
11. Физические свойства: - ионная: тугоплавкость, твёрдость, хрупкость растворов и расплавы проводят электрический ток, возможна растворимость в воде - атомная: нерастворимы в воде, высокие температуры плавления, твердость, прочность хрупкость, не проводят электрический ток - молекулярная: малая твердость, низкие температуры плавления и кипения

Задание №5. Классы веществ

1. Оксиды: Э_xO_y, где O⁻²
2. Пероксиды: Э_xO_y, где O⁻¹
3. Летучие водородные соединения - (неMe)H: HF, HCl, HBr, HI, H₂O, H₂S, H₂Se, NH₃ (аммиак), PH₃ (фосфин), AsH₃ (арсин), CH₄ (метан), SiH₄ (силан)
4. Гидриды: MeH (NaH, CaH₂, AlH₃ и т.п.)
5. Бинарные вещества: галогениды и сульфиды неметаллов, а также нитриды, фосфиды, карбиды и силициды. Например, SF₆, SiCl₄, CBr₄, CS₂, K₃N, Na₃P, SiC, Al₄C₃, CaC₂, Mg₂Si

6. Несолеобразующие оксиды: CO, SiO, N₂O, NO
7. Основные оксиды: Me_xO_y, где Me⁺¹ или Me⁺², кроме BeO, ZnO, SnO, PbO
8. Амфотерные оксиды: Me_xO_y, где Me⁺³ или Me⁺⁴, а также BeO, ZnO, SnO, PbO
9. Кислотные оксиды: Me_xO_y, где Me⁺⁵ и более, а также (неMe)_xO_y, кроме CO, SiO, N₂O, NO
10. Основания: Me(OH)_x, где Me⁺¹ или Me⁺², кроме Be(OH)₂, Zn(OH)₂, Sn(OH)₂, Pb(OH)₂
11. Амфотерные гидроксиды: Me(OH)_x, где Me⁺³ или Me⁺⁴, а также Be(OH)₂, Zn(OH)₂, Sn(OH)₂, Pb(OH)₂
12. Кислотные гидроксиды: кислородсодержащие кислоты (H₂SiO₃, HNO₃, H₂SO₄ и др.)
13. Сильные кислоты: HCl, HBr, HI и H_xЭO_y, где y-x ≥ 2. Слабые кислоты: HF, H₂S и H_xЭO_y, где y-x ≤ 1.
14. Щёлочи: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂
15. Средние соли: NaCl, Ca(NO₃)₂, (NH₄)₂SO₄ и т.п., а также Na₂BeO₂, Na₂ZnO₂, NaAlO₂, NaFeO₂, NaCrO₂, Na₂HPO₃, NaH₂PO₂
Кислые соли: NaHCO₃, NaHS, NaHSO₃, KHSO₄, Na₂HPO₄, NH₄H₂PO₄, NaH₂PO₃
Основные соли: ZnOHCl, (CuOH)₂CO₃
Двойные соли: KNaSO₄, KAl(SO₄)₂
Смешанные соли: Ca(ClO)Cl (CaOCl₂), FeClBr
Комплексные соли: Na[Al(OH)₄], Na₂[Zn(OH)₄]
16. Номенклатура: N₂O – веселящий газ, CO – угарный газ, CO₂ – углекислый газ, SiO₂ – кварц, кремнезем, Fe₃O₄ – железная окалина (двойной оксид), CaO – гашеная известь, MnO₂ – пиролюзит, NH₄OH – нашатырный спирт, Ca(OH)₂ – гашеная известь, HF – плавиковая кислота, HCl – соляная кислота, FeS₂ – пирит, NH₄Cl – нашатырь, CaCO₃ – известняк, мрамор, мел, Na₂CO₃ – кальцинированная сода, NaHCO₃ – пищевая сода, K₂CO₃ – поташ, Ca₃(PO₄)₂ – фосфорит, KClO₃ – бертолетова соль, CaOCl₂ – хлорная известь, NH₄NO₃ – аммиачная селитра, CuSO₄·5H₂O – медный купорос, (CuOH)₂CO₃ – малахит

Задание №18. Скорость реакции

1. Природа реагирующих веществ:
- Активность металла определяем по ряду активности
- Сильные кислоты: HCl, HBr, HI и H_xЭO_y, где y-x ≥ 2. Слабые кислоты: HF, H₂S и H_xЭO_y, где y-x ≤ 1.
- Сильные основания - щёлочи: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂. Слабые основания – все остальные гидроксиды металлов, а также NH₄OH.
2. Температура: больше температура – быстрее реакция.
3. Давление: только для реакций с участием газов! Больше давление (меньше объем) – быстрее реакция.

4. Количество фаз: самые быстрые реакции – гомогенные (p-p + p-p). Если твёрдое вещество растворимо в воде (NaCl, NaOH и т.п.), то реакция с ним протекает быстро. Если твёрдое вещество не растворимо (Fe, Fe(OH)₂ и т.п.), то реакция с ним – протекает медленнее.
5. Концентрация: больше концентрация реагентов – быстрее реакция. Концентрация касается только растворимых в воде веществ (NaCl, NaOH и т.п.). Добавление твёрдых нерастворимых веществ (Fe, Fe(OH)₂ и т.п.) не влияет на скорость реакции.
6. Площадь соприкосновения: чем более измельчено твёрдое вещество, тем быстрее с ним реакция. Скорость реакции увеличивается в ряду: гранулы < стружка < порошок.
7. Катализатор увеличивает скорость реакции, ингибитор уменьшает.

Задание №19. OBP

1. Окислитель - принимает электроны – понижает степень окисления – процесс восстановления
2. Восстановитель – отдает электроны – повышает степень окисления – процесс окисления.

Задание №20. Электролиз

1. Катод:
- В расплаве всегда металл.
- В растворе [Li-Al] – водород H₂, [Mn-Pb] – металл + водород H₂, [Sb-Au] – металл.
2. Анод:
- Галогениды – галогены. Исключение: фториды F⁻ в растворе дают кислород O₂.
- Сульфиды S²⁻ – сера S.
- Кислородсодержащие ионы ЭO_xY⁻ – кислород O₂.
- Остаток карбоновой кислоты R-COO⁻ – углекислый газ CO₂ и алкан R-R.
3. Соль слабого основания и сильной кислоты (FeCl₂, NH₄NO₃ и др.) – pH ≈ 5-6.
4. Соль сильного основания и сильной кислоты (NaCl, Ca(NO₃)₂, Ba(ClO₄)₂ и др.) и Соль слабого основания и слабой кислоты (KF, Ca(NO₂)₂, CH₃COONa и др.) – pH ≈ 8-9.
5. Сильное основание (NH₃ или NH₄OH, CH₃-NH₂ и др.) – pH ≈ 10-11.
6. Сильные основания - щёлочи: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂. – pH ≈ 12-13.

Задание №22. Химическое равновесие

1. Увеличение температуры – смещается в сторону эндотермической реакции → -Q. Уменьшение температуры – смещается

в сторону экзотермической реакции → +Q.
2. Только для газов: увеличение давления (уменьшение объема) – смещается в сторону меньшего количества газов. Уменьшение давления (увеличение объема) – смещается в сторону большего количества газов.
3. - Увеличение концентрации исходных веществ – смещается в сторону прямой реакции →. Уменьшение концентрации исходных веществ – в сторону обратной реакции ←.
- При добавлении твердых веществ, растворимых в воде, их концентрация увеличивается. При добавлении твердых нерастворимых в воде веществ концентрация не меняется, поэтому равновесие практически не смещается.
- При добавлении кислот увеличивается концентрация катиона водорода H⁺, а при добавлении твердых щелочей увеличивается концентрация гидроксид-анионов OH⁻. При добавлении электролитов возможны РИО с образованием осадка, газа или воды, в результате чего уменьшается концентрация веществ.