

СПРАВОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

ОГЭ 2027 • ХИМИЯ

Формулы, закономерности, свойства неорганических веществ, качественные реакции и алгоритмы расчётов. Содержание соответствует структуре проекта ОГЭ-2027.

Формат 2027

По проекту ФИПИ существенных изменений нет: **23 задания** (19 с кратким ответом и 4 с развёрнутым), на выполнение - 180 минут. На экзамене используются Периодическая система, таблица растворимости и ряд активности металлов.

1. ОСНОВНЫЕ ВЕЛИЧИНЫ И РАСЧЁТНЫЕ ФОРМУЛЫ

Величина	Формула	Примечание
Количество вещества	$n = m / M$	n - моль; m - г; M - г/моль
Число частиц	$N = n \cdot N_A$	$N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Объём газа при н.у.	$V = n \cdot V_m$	$V_m = 22,4$ л/моль
Массовая доля вещества	$\omega = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ра}) \cdot 100\%$	$m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) + m(\text{растворителя})$
Массовая доля элемента	$\omega(E) = A_r(E) \cdot \text{индекс} / M_r(\text{в-ва}) \cdot 100\%$	Сумма долей элементов = 100%
Относительная плотность газа	$D(A/B) = M(A) / M(B)$	D по $H_2 = M/2$; по воздуху $\approx M/29$
Объёмная доля газа	$\phi = V(\text{компонента}) / V(\text{смеси}) \cdot 100\%$	Для газовых смесей

Алгоритм задачи по уравнению реакции: 1) записать и уравнять реакцию; 2) перевести данное в моли; 3) использовать коэффициенты как молярное отношение; 4) найти моли искомого; 5) перевести в массу/объём/долю; 6) проверить единицы и округление.

2. АТОМ, ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА, СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

Для нейтрального атома: **Z = число протонов = число электронов**. Число нейтронов приблизительно: **A - Z**, где A - массовое число конкретного изотопа.

Период показывает число занятых электронных слоёв; для элементов главных подгрупп число внешних электронов связано с номером группы. Для первых трёх периодов распределение электронов по слоям: 2 | 8 | 8.

Направление	Радиус атома	Электроотрицательность	Металлические свойства
В периоде слева направо	уменьшается	увеличивается	ослабевают
В группе сверху вниз	увеличивается	уменьшается	усиливаются

Степень окисления (СО): у простого вещества 0; F всегда -1; O обычно -2 (пероксиды -1); H обычно +1 (в гидридах металлов -1); щелочные металлы +1, щёлочноземельные +2, Al обычно +3. Сумма СО в нейтральной частице = 0, в ионе = заряду иона.

Валентность - число химических связей атома в соединении. Не путай с СО: валентность не имеет знака.

3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ

Связь	Между кем	Пример
Ковалентная неполярная	одинаковые/близкие неметаллы	H_2 , O_2 , N_2
Ковалентная полярная	разные неметаллы	HCl , H_2O , NH_3
Ионная	обычно металл + неметалл; катион + анион	$NaCl$, CaO
Металлическая	атомы/ионы металла + обобществлённые электроны	Fe , Cu , Al

Решётка	Свойства	Примеры
Ионная	твёрдые, хрупкие, высокие $t_{пл}$; растворы/расплавы проводят ток	$NaCl$, CaF_2
Атомная	очень твёрдые, очень высокие $t_{пл}$, обычно нерастворимы	алмаз, SiO_2
Молекулярная	низкие $t_{пл}/t_{кип}$, часто летучи, ток не проводят	I_2 , лёд, CO_2 (тв.)
Металлическая	электро- и теплопроводность, пластичность, блеск	металлы

4. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Класс	Как узнать	Типичные реакции
Основной оксид	оксид металла; особенно активных металлов	+ кислота $\rightarrow$ соль + H_2O ; некоторые + $H_2O \rightarrow$ основание
Кислотный оксид	обычно оксид неметалла или металла в высокой СО	+ основание $\rightarrow$ соль + H_2O ; многие + $H_2O \rightarrow$ кислота
Амфотерный оксид	Al_2O_3 , ZnO , BeO и др.	реагирует и с кислотами, и со щелочами
Кислота	H_nA , в растворе даёт H^+	+ металл до H ; + основание; + осн. оксид; + соль при условии протекания
Основание	$M(OH)_n$	+ кислота; + кислотный оксид; щёлочь + соль при образовании осадка
Амфотерный гидроксид	$Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$	реагирует с кислотами и избытком щёлочи
Соль	катион металла/ NH_4^+ + кислотный остаток	обмен; + металл более активный; некоторые разлагаются при нагревании

Условие реакций ионного обмена

В водном растворе обмен идёт практически до конца, если образуется **осадок ↓**, **газ ↑** или **слабый электролит** (чаще всего H_2O).

5. РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ И РАСТВОРИМОСТЬ

Ряд активности (упрощённо):

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb **H** Cu Hg Ag Pt Au

- Металл **до H** обычно вытесняет водород из разбавленных неокисляющих кислот (например HCl , разб. H_2SO_4).
- Более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли, если сам не реагирует с водой раньше.
- HNO_3 и концентрированная H_2SO_4 - окислители: правило «металл + кислота $\rightarrow H_2$ » для них не применяют.

Ион/класс	Полезное правило растворимости
NO_3^-	Все нитраты растворимы.
Na^+ , K^+ , NH_4^+	Практически все соли растворимы.
Cl^-	Большинство растворимо; $AgCl$ - белый осадок, $PbCl_2$ - малорастворим.
SO_4^{2-}	Большинство растворимо; $BaSO_4$ и $PbSO_4$ - нерастворимы, $CaSO_4$ - малорастворим.
CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_3^{2-}	Большинство нерастворимо, кроме солей Na^+ , K^+ , NH_4^+ .
OH^-	Щёлочи $NaOH$, KOH растворимы; $Ba(OH)_2$ растворим, $Ca(OH)_2$ малорастворим; большинство остальных оснований нерастворимы.

6. ТИПОВЫЕ СХЕМЫ РЕАКЦИЙ

Схема	Пример
металл + $O_2 \rightarrow$ оксид	$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
основной оксид + кислота $\rightarrow$ соль + H_2O	$CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$
кислотный оксид + щёлочь $\rightarrow$ соль + H_2O	$CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
кислота + основание $\rightarrow$ соль + H_2O	$H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$
металл + кислота $\rightarrow$ соль + H_2	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$
соль + щёлочь $\rightarrow$ новая соль + осадок	$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$
карбонат + кислота $\rightarrow$ соль + CO_2 + H_2O	$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 \uparrow + H_2O$
термическое разложение	$CaCO_3 \xrightarrow{(t)} CaO + CO_2 \uparrow$

7. ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ

В полном ионном уравнении **сильные растворимые электролиты** записывают как ионы. **Осадки, газы, вода, слабые электролиты и простые вещества** не раскладывают на ионы. Затем сокращают одинаковые ионы слева и справа.

Молекулярная реакция	Сокращённое ионное уравнение
$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$
$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

8. ОВР: ОКИСЛЕНИЕ И ВОССТАНОВЛЕНИЕ

Окисление - отдача электронов, степень окисления повышается. **Восстановление** - принятие электронов, степень окисления понижается. **Восстановитель** отдаёт e^- и сам окисляется; **окислитель** принимает e^- и сам восстанавливается.

Электронный баланс: 1) определить СО изменившихся элементов; 2) записать отдачу/приём e^- ; 3) уравнивать число отданных и принятых электронов; 4) поставить коэффициенты и проверить все атомы.

9. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Что определяем	Реактив/действие	Признак
H_2	поднести горящую лучинку	характерный «хлопок»
O_2	тлеющая лучинка	вспыхивает
CO_2	известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$	помутнение: $\text{CaCO}_3 \downarrow$
Cl^-	AgNO_3	белый $\text{AgCl} \downarrow$
SO_4^{2-}	раствор соли Ba^{2+}	белый $\text{BaSO}_4 \downarrow$
CO_3^{2-}	кислота	выделение CO_2
Cu^{2+}	OH^-	голубой $\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
Fe^{2+}	OH^-	зелёный $\text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ (на воздухе буреет)
Fe^{3+}	OH^-	бурый $\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
Al^{3+}	OH^-	белый $\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$, растворяется в избытке щёлочи
NH_4^+	щёлочь, осторожное нагревание	выделяется NH_3 ; влажный красный индикатор синеет

10. ВАЖНЕЙШИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ И СОЕДИНЕНИЙ

Группа/вещество	Что помнить
H ₂	Восстановитель; горит в O ₂ с образованием H ₂ O. Смесь H ₂ с O ₂ взрывоопасна.
O ₂	Поддерживает горение; сильный окислитель во многих реакциях.
Cl ₂	Жёлто-зелёный токсичный газ, окислитель; реагирует с H ₂ и многими металлами.
C и CO	C проявляет восстановительные свойства при высокой t; CO - токсичный газ и восстановитель.
CO ₂	Кислотный оксид; реагирует со щелочами; не поддерживает обычное горение.
SiO ₂	Кислотный оксид, твёрдый; реагирует со щелочами при нагревании; с водой не реагирует.
NH ₃	Растворяется в воде, проявляет основные свойства; с кислотами образует соли аммония.
H ₂ SO ₄	Сильная кислота; разбавленная имеет обычные кислотные свойства, концентрированная - сильный окислитель и водоотнимающее средство.
Щелочные металлы	Очень активны; реагируют с водой с образованием щёлочи и H ₂ .
Al	Амфотерный металл; защищён оксидной плёнкой; Al ₂ O ₃ и Al(OH) ₃ амфотерны.
Fe	Типичные CO +2 и +3; FeO/Fe(OH) ₂ - соединения Fe(II), Fe ₂ O ₃ /Fe(OH) ₃ - Fe(III).

11. ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ И БЕЗОПАСНОСТЬ

- Работай только с подписанными реактивами и малыми количествами веществ; не пробуй вещества на вкус.
- Запах определяют только осторожным направлением паров рукой к носу, если это допускает инструкция; токсичные газы напрямую не вдыхают.
- Кислоту при разбавлении добавляют **в воду**, а не воду в концентрированную кислоту.
- Пробирку при нагревании держат отверстием от себя и других людей; не нагревают закрытый сосуд.
- В задании на распознавание веществ фиксируй для каждого опыта: реактив -> наблюдение -> вывод -> уравнение реакции.

Как распознавать две неизвестные пробирки

Выбирай реактив, который даст **разные наблюдаемые признаки** с веществами: осадок/газ/изменение цвета. Один и тот же реактив должен максимально разделять варианты; затем подтверждай вывод вторым опытом, если это требуется.

Основа: проекты КИМ ОГЭ-2027 ФИПИ и Навигатор подготовки ФИПИ к ОГЭ-2026 по химии. Проекты 2027 года на дату подготовки материала находятся на общественно-профессиональном обсуждении.