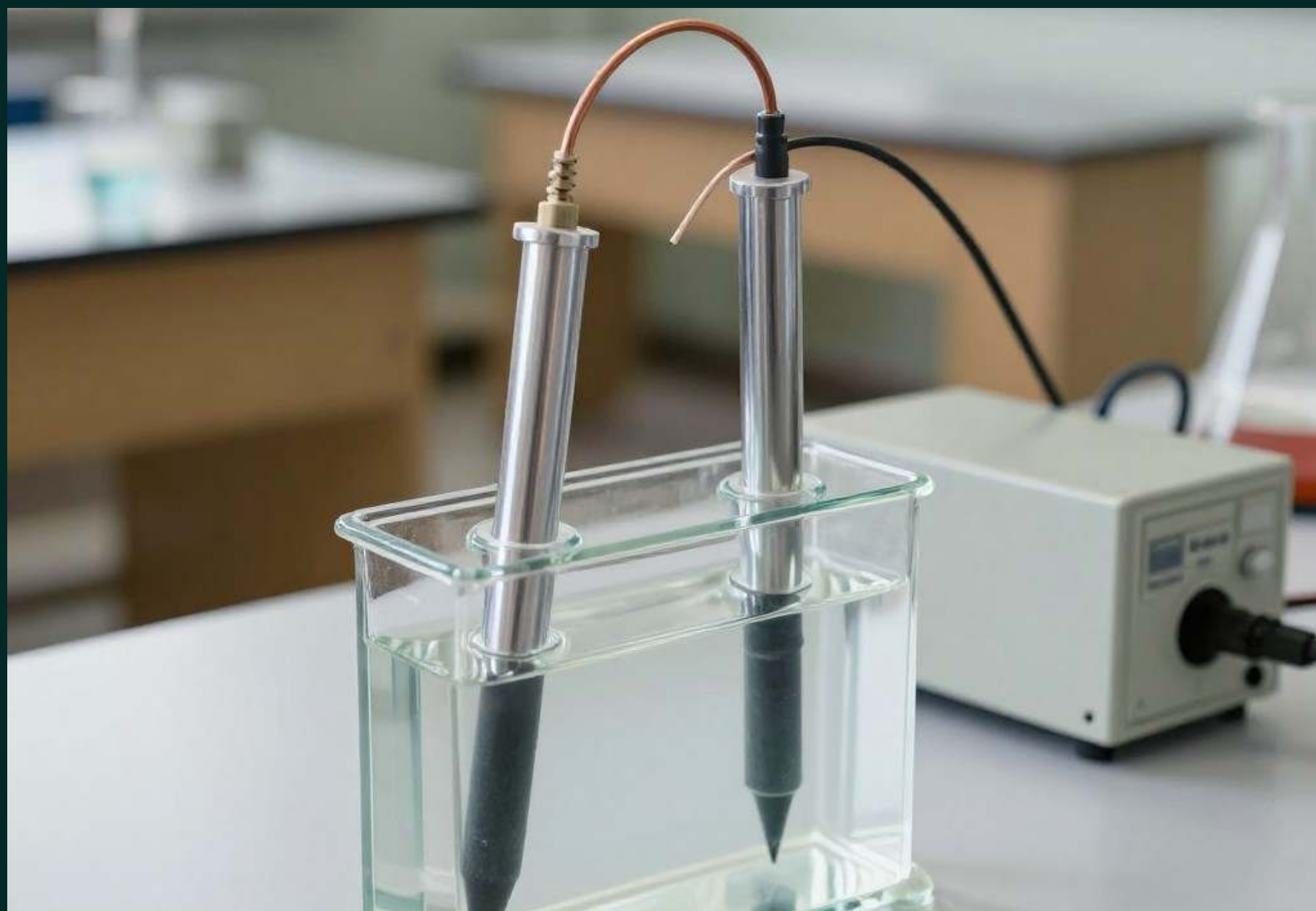


Окислительно-восстановительные реакции и электролиз



ОВР — перенос электронов и смена степеней окисления. Электролиз — реакция под током.

Почему эти темы важны именно в 11 классе

ОВР связывают химию с жизнью: они объясняют горение, ржавление, работу аккумуляторов, дыхание и фотосинтез. Электролиз помогает получать металлы и вещества промышленно и наносить покрытия, показывая, как химия управляется электричеством.



Степень окисления как язык описания ОВР



Степень окисления — условный заряд атома в соединении, если считать связи ионными. Она помогает «увидеть» химические роли атомов даже без подсчёта электронных пар.



Для простых веществ степень окисления равна 0. Для одноатомных ионов совпадает с их реальным зарядом, например $\text{Na}^+ = +1$ и $\text{Cl}^- = -1$.



Если в уравнении меняются степени окисления, значит, идёт перенос электронов. По этим изменениям определяют, какие атомы окисляются, а какие восстанавливаются.

Окисление, восстановление, окислитель и восстановитель

Смысл окисления и восстановления

Окисление — это отдача электронов и рост степени окисления. Восстановление — принятие электронов и снижение степени окисления. Эти процессы всегда идут вместе, как две стороны одного переноса.

Кто «отдаёт» и кто «принимает»: окислитель и восстановитель

Окислитель принимает электроны и сам восстанавливается. Восстановитель отдаёт электроны и сам окисляется. Например, в реакции $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ цинк — восстановитель, а Cu^{2+} — окислитель.



Изменение степеней окисления в реакции обмена электронами



Учебный разбор по заданным степеням окисления в реакции $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ и $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^-$.

- Вместе с ростом $+2 \rightarrow +3$ у железа электроны «уходят» от восстановителя к окислителю, из-за чего хлор проходит $0 \rightarrow -1$.
- Направление переноса однозначно следует из знака изменения степеней окисления: где степень растёт — окисление, где падает — восстановление.

Электронный баланс в уравнениях ОВР

01

В основе метода электронного баланса лежит простое равенство: число электронов, которые отданы, равно числу электронов, которые приняты. Так уравнение становится «согласованным».

02

Сначала определяют атомы, у которых изменилась степень окисления, и записывают полуреакции для окисления и восстановления. Далее подбирают коэффициенты, чтобы совпали электроны.

03

Метод помогает расставлять коэффициенты так, чтобы сохранялись число атомов и суммарный заряд. Он особенно удобен для сильных окислителей: KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 .

Типичные окислители и восстановители

Таблица показывает, какие вещества чаще всего выступают в ролях окислителя или восстановителя и что с ними происходит в типичных превращениях.

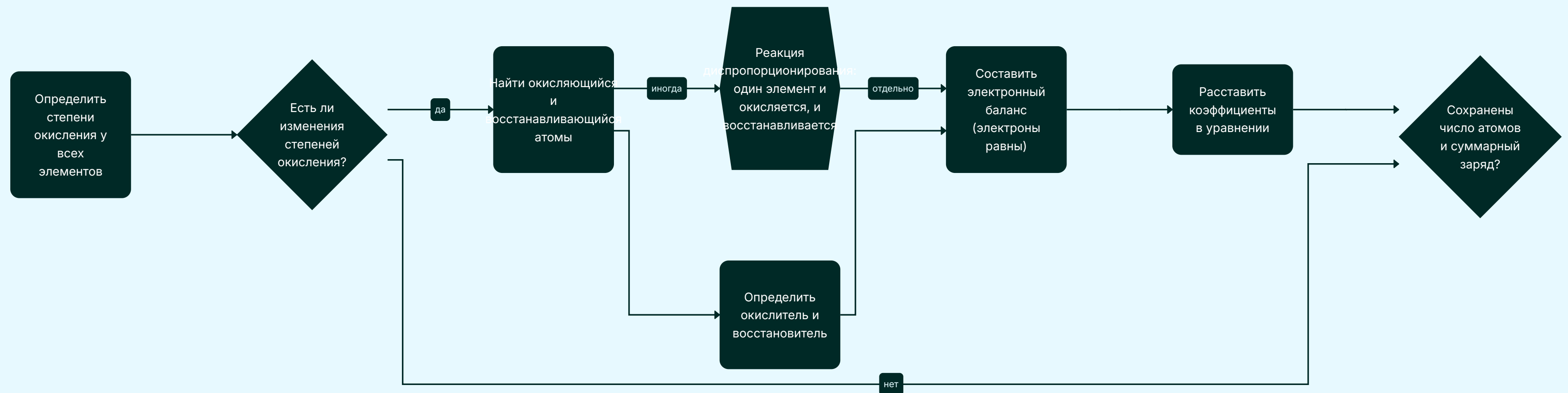
Если вещество «притягивает» электроны или само окисляется, его можно заранее распознать по характерным направлениям изменения степеней окисления. Это ускоряет разбор задач на ОВР.

Вещество	Роль	Пример превращения	Изменение степени окисления
O ₂	окислитель	горение	от 0 к отриц. значениям
Cl ₂	окислитель	хлорирование	от 0 к -1
KMnO ₄	окислитель	реакции в кислой среде	Mn: растёт/падает
K ₂ Cr ₂ O ₇	окислитель	окисление веществ	Cr: меняет степень
HNO ₃	окислитель	окисление металлов	N: меняет степень
O ₂ SO ₄ конц.	окислитель	активное окисление	S: меняет степень
H ₂	восстановитель	восстановление оксидов	H: сохраняет/меняет
C	восстановитель	восстановление	C: меняет степень
CO	восстановитель	восстановление	C: меняет степень
SO ₂	восстановитель	окисление до SO ₃	S: повышается
Zn	восстановитель	Zn + Cu ²⁺ □	Zn: 0 → +2
Fe, Al	восстановители	реакции с окислителями	Fe/Al: меняют степень

Обобщение школьного курса химии (11 класс) по типичным ролям веществ в ОВР; точные численные изменения зависят от конкретной реакции.

Как разобрать любую реакцию как OBR

Алгоритм: от степеней окисления к электронному балансу и проверке.



ОВР в природе, организме и быту



Ржавчина: медленное «саморазрушение» железа

Поверхность железа постепенно покрывается ржавчиной из-за окислительных процессов. В присутствии кислорода и влаги меняются степени окисления железа и сопутствующих компонентов, поэтому коррозия — типичная цепочка ОВР.



Клеточное дыхание: энергия из «переработки» веществ

При дыхании органические вещества окисляются кислородом, а химическая энергия превращается в доступную для клеток. Это не просто «поглощение кислорода», а управляемый системой перенос электронов.



Фотосинтез: обратный «перенос» энергии света

При фотосинтезе углекислый газ восстанавливается до органических веществ за счёт энергии света. По смыслу это противоположность дыханию: электронная картина роли кислорода меняется.



Бытовые превращения: от батарейки до отбеливателя

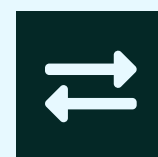
Электрохимические реакции лежат за работой батарейки и накопителей энергии. А в быту ОВР проявляются в отбеливателях и процессах на газовых плитах, где окислитель определяет «итог» реакции.

Электролиты и условия электролиза



Нужны подвижные ионы

Электролиз идёт только там, где есть подвижные частицы с зарядом: в расплавах солей или в водных растворах электролитов.



Ток переносится ионами

Электролиты проводят электрический ток за счёт направленного движения катионов и анионов к электродам. Носители заряда — не электроны металла в растворе.



Концентрация и температура

Обычно электропроводность выше, когда в системе больше ионов и выше температура. Тогда чаще и проще происходят столкновения, которые обеспечивают перенос заряда.



Неэлектролиты проводят хуже

Сахар и спирт в растворе не распадаются на ионы, поэтому ток идёт значительно хуже. Для электролиза такие вещества не подходят без образования ионов.

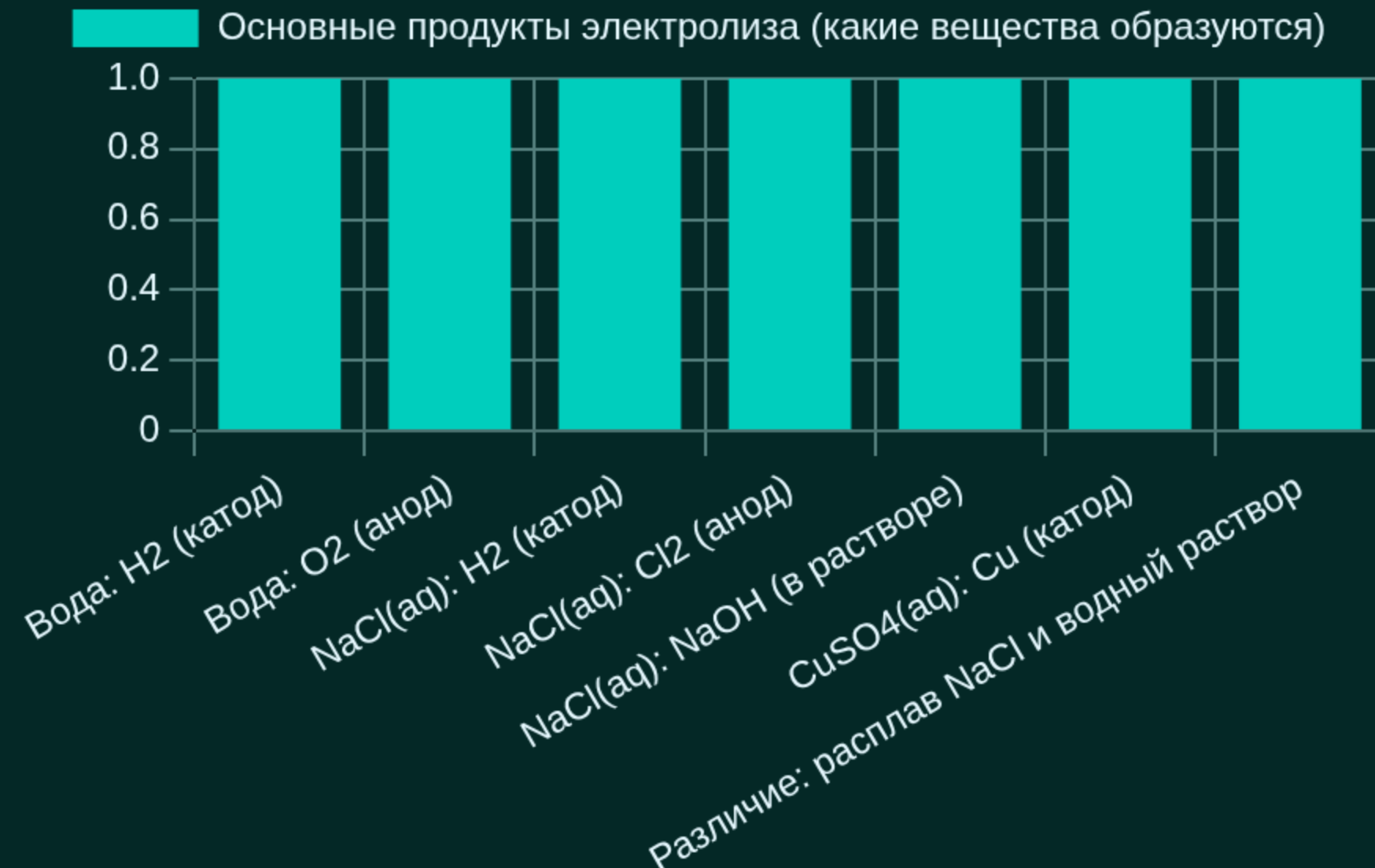
Устройство электролизёра и направления процессов на электродах

.....○ Электролизёр включает источник постоянного тока, два электрода и электролит. Его задача — заставить электрохимическую реакцию идти не самопроизвольно, за счёт внешней энергии и движения заряженных частиц.

.....○ Катод подключают к отрицательному полюсу: на нём преобладают процессы восстановления. Анод соединяют с положительным полюсом: на нём идёт окисление, потому что электроны отводятся от анода во внешнюю цепь.

.....○ В водных растворах между ионами соли и молекулами воды часто конкурируют пути разряда. Поэтому состав продуктов электролиза определяется активностью частиц, их природой и материалом электродов.

Продукты электролиза воды и растворов



- Столбцы показывают состав основных продуктов: в расплаве и растворе разряжаются разные частицы, поэтому набор веществ на электродах различается.
- Итог: при электролизе воды и водных растворов нередко участвует вода, а при электролизе солей в растворе возможны сразу несколько конкурирующих разрядов.

Катодные и анодные полуреакции

Зона	Что разряжается	Пример полуреакции (ионно-электронный вид)	Когда преобладает
Катод	Катионы металлов	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	Если ионы металла восстанавливаются легче, чем H_2O
Катод	Ионы H^+	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	При достаточной кислотности или когда прочие катионы «проигрывают»
Анод	Анионы галогенов	$2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	Если галогидные ионы разряжаются легче воды
Анод	OH^- в воде	$4\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$	При щелочной среде и разряде гидроксид-ионов

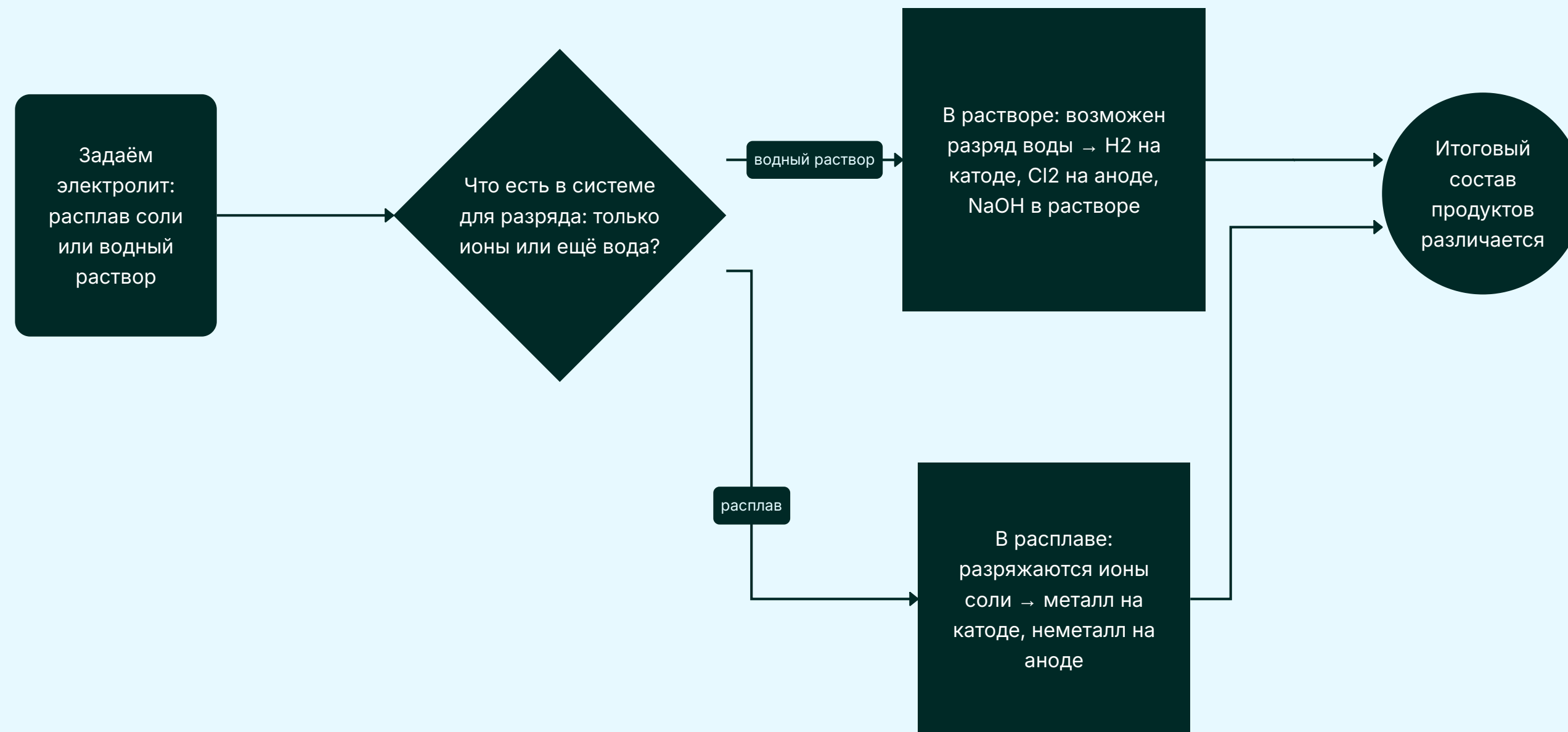
В таблице приведены типичные полуреакции для электролиза водных растворов: что обычно восстанавливается на катоде и что обычно окисляется на аноде.

Ключевой вывод: направление и состав продуктов определяются тем, какой частице энергетически выгоднее вступить в разряд на данном электроде.

Справочные материалы по электрохимии и школьные методики составления полуреакций (обобщённо), 2026

Электролиз расплава и водного раствора

Сравнение разрядов ионов и роли воды в продуктах электролиза (на примере NaCl).



Электролиз в промышленности



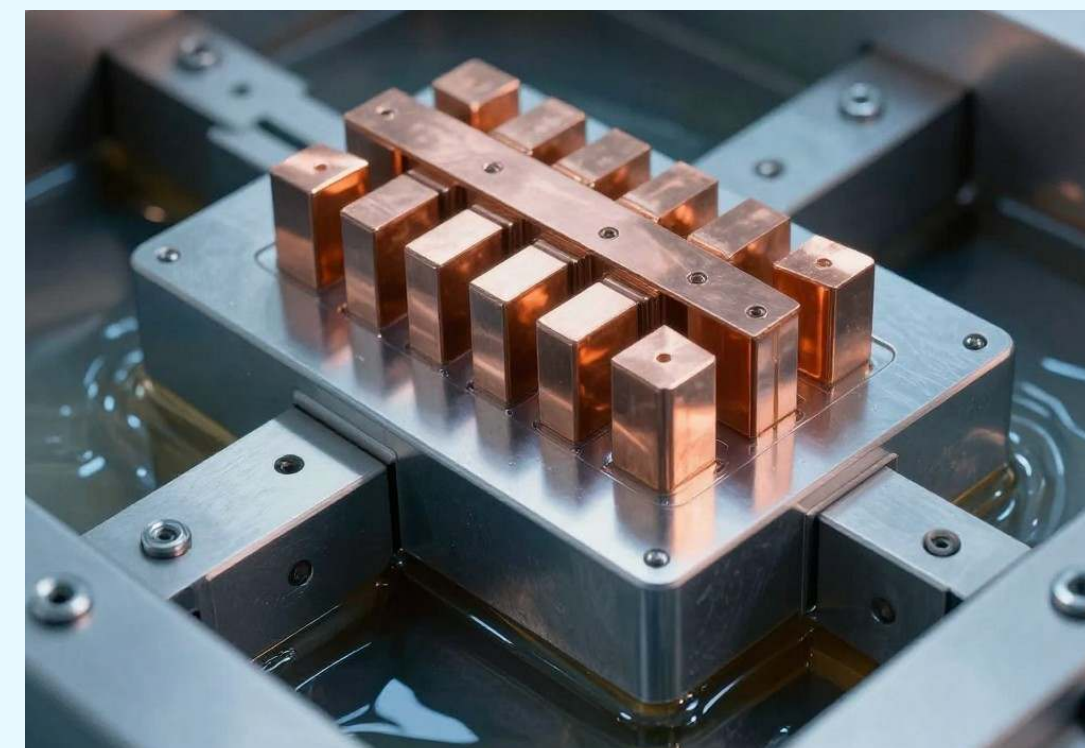
Алюминий из «каменного» расплава: почему он всегда электролитический

Алюминий получают только электролизом Al_2O_3 , который растворяют в расплаве криолита. Процесс требует больших мощностей и строго рассчитанных условий. Зато на выходе получается металл с нужной стабильностью свойств, пригодный для сплавов и инженерных конструкций.



Хлор и щёлочь из поваренной соли: химия, которая поддерживает быт

Из раствора поваренной соли электролизом получают хлор и щёлочь $NaOH$. Такой выпуск важен для производства моющих средств, отбеливателей и ряда технических реагентов. Технология ценна тем, что реагенты доступны и процесс масштабируется под массовые потребности.

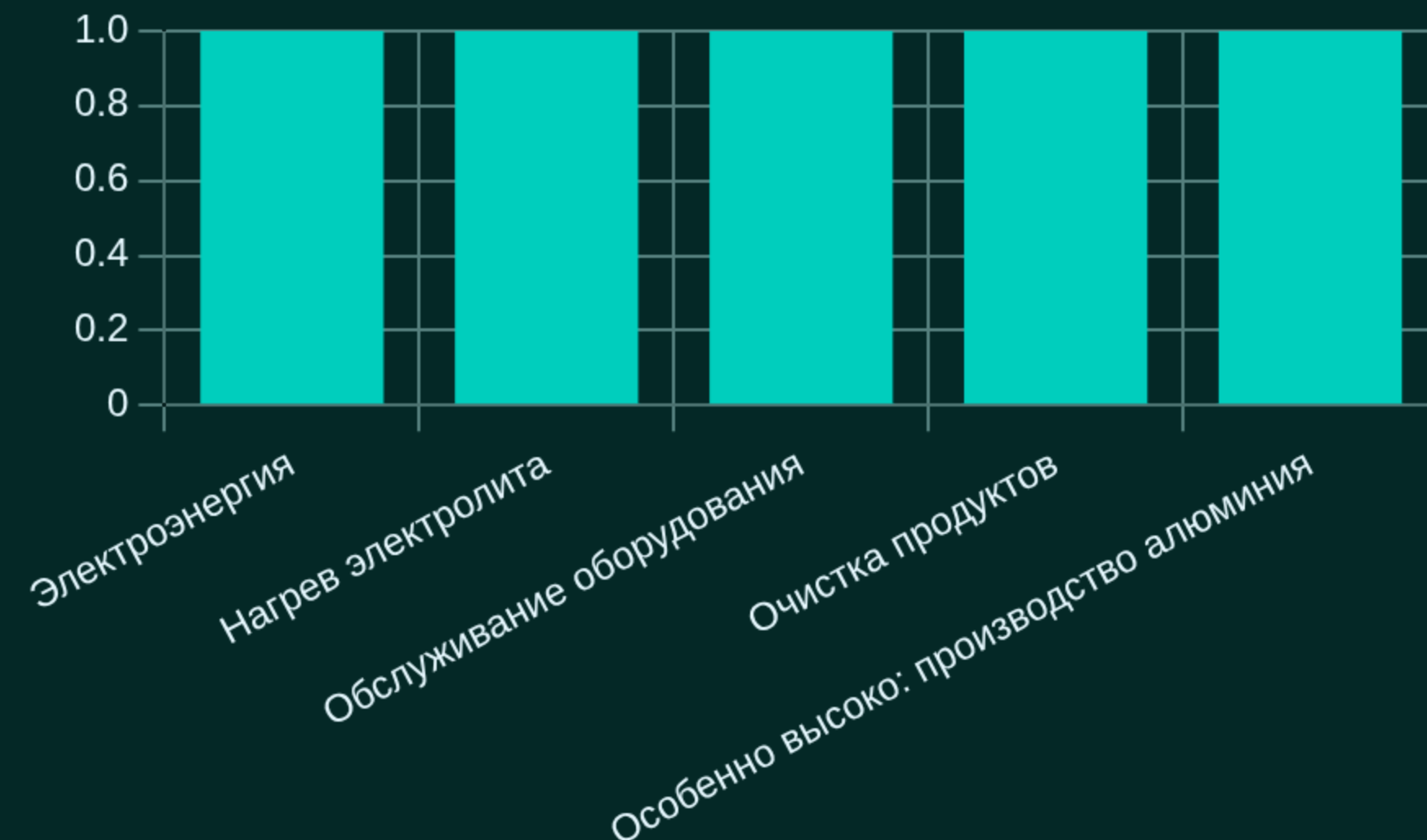


Электролитическая очистка меди и серебра: точность для электроники

Электролиз применяют для очистки меди и серебра до высокой чистоты. На практике это означает меньше примесей и более стабильные параметры проводников. Поэтому такие металлы востребованы в электронике, при изготовлении проводов и точных сплавов.

Почему электролиз требует много энергии

■ Структура затрат при электролизе (какие статьи «съедают» больше энергии)



Обобщённая технологическая оценка статей затрат в промышленной электрохимии (учебные материалы), 2026

- Помимо электроэнергии, существенный вклад в расход дают поддержание температуры и затраты на ведение и контроль технологической установки, включая подготовку и очистку.
- Самая «энергоёмкая» технологическая цепочка обычно связана с алюминием: нужен расплав и работа при больших токах, поэтому расход заметно растёт.

96 485

Один фарадей соответствует
одному молю электронов и
связывает электрический заряд
с химическими изменениями на
электроде.

Эта константа позволяет
по заданному току и
времени получить массу
или объём веществ,
участвующих в
электролизе, без
«угадывания» результатов.

Данные по числу Фарадея: 96 485 Кл/моль
(стандартные справочные значения)

Примеры расчётов по электролизу

Типовые задачи показывают, как из тока и времени получить заряд, затем — количество вещества и искомую массу или объём с использованием числа Фарадея.

Расчёты сводятся к одному принципу: заряд определяет количество электронов, а дальше — через стехиометрию полуреакций — количество вещества и его параметры.

Система	Исходные данные	Формула (идея)	Что ищем
CuSO ₄ (aq)	I=2 А, t=30 мин	$m = MIt/(nF)$	массу Cu
Вода	I=1 А, t=1 ч	$V = nRT/p$ (через n)	объём H ₂
AgNO ₃ (aq)	задан заряд Q	$m = MQ/(nF)$	массу Ag

Методические материалы по теме электрохимических расчётов (школьный курс), 2026

Типичные ошибки при изучении темы

Учащиеся часто путают окисление и восстановление: например, считают, что «отдача электронов» всегда ведёт к восстановлению. Правильно: окисление — отдача, восстановление — присоединение электронов.

Вторая ловушка — неверно определять катод и анод. Нужно помнить: катод подключают к «минусу» источника и именно там идут восстановительные процессы, а на аноде — окислительные.

При электролизе растворов нередко забывают роль воды: разряжаются не только ионы соли, но и частицы, связанные с кислотностью и щёлочностью среды. От этого меняется набор продуктов на электродах.

Ошибки возникают и в электронном балансе: коэффициенты ставят без учёта числа электронов, участвующих в полуреакциях. Тогда уравнение «не сходится» по заряду и нарушается баланс атомов.

Электрохимия — это язык электронов и точных расчётов

ОВР раскрывают, как меняются степени окисления и куда «уходят» электроны, а электролиз показывает принудительное получение веществ электрическим током. Эти знания дают понимание процессов и позволяют рассчитывать результаты.