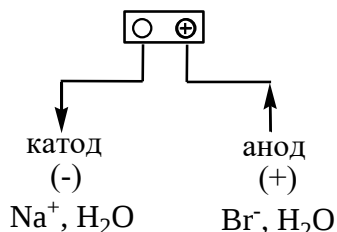
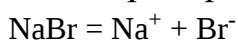


Приклад 1. Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються на графітових електродах під час електролізу а) водного розчину натрій броміду, б) розплаву натрій броміду. Визначте масу речовин, що утворюються на електродах під час проходження крізь розчин та розплав електроліту кількості електрики 48250 Кл.

Розв'язання.

а) У розчині сіль натрій бромід дисоціює на іони:

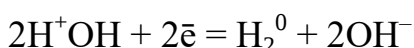


Ця сіль утворена сильною основою (NaOH) та сильною кислотою (HBr), тому гідролізу не піддається. Отже, розчин солі є нейтральним (pH=7).

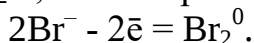
До катода (негативного електрода) рухаються катіони – іони Na^+ , але потенціал їх відновлення ($E^0_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ В}$) набагато менший за потенціал водневого електрода, який у нейтральному розчині дорівнює:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \cdot \text{pH} = -0,059 \cdot 7 = -0,41 \text{ В}$$

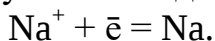
Тому на катоді відновлюються атоми гідрогену, що містяться у складі молекул води:



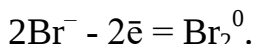
До анода (позитивного електрода) рухаються аніони – іони Br^- . Графітовий анод належить до нерозчинних анодів. Оскільки іони Br^- є простішими за складом частинками, ніж молекули H_2O , то на нерозчинному аноді окиснюються іони Br^- :



б) Під час електролізу розплаву NaBr, тобто у відсутності води, на катоді (негативному електроді) відбувається відновлення іонів Na^+ :



На аноді (позитивному електроді), як і під час електролізу розчину, окиснюються іони Br^- :



Розрахуємо за об'єднаним законом Фарадея масу водню, натрію та броду, що утворюються на електродах. Враховуючи, що на кожному електроді утворюється тільки одна речовина, вихід речовини за струмом дорівнює 100% ($\eta(\text{H}_2)=1$, $\eta(\text{Na})=1$, $\eta(\text{Br}_2)=1$):

$$m(\text{H}_2) = \frac{M(\text{H}_2)}{n F} I \tau \eta(\text{H}_2) = \frac{2 \text{ г/моль}}{2 \cdot 96500 \frac{\text{Кл}}{\text{моль}}} \cdot 48250 \text{ Кл} = 0,5 \text{ г},$$

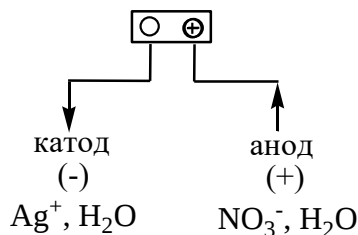
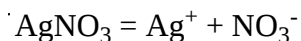
$$m(\text{Na}) = \frac{M(\text{Na})}{n F} I \tau \eta(\text{Na}) = \frac{23 \text{ г/моль}}{1 \cdot 96500 \frac{\text{Кл}}{\text{моль}}} \cdot 48250 \text{ Кл} = 11,5 \text{ г},$$

$$m(\text{Br}_2) = \frac{M(\text{Br}_2)}{n F} I \tau \eta(\text{Br}_2) = \frac{160 \text{ г/моль}}{2 \cdot 96500 \frac{\text{Кл}}{\text{моль}}} \cdot 48250 \text{ Кл} = 40 \text{ г}.$$

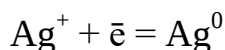
Приклад 2. Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються на срібних електродах під час електролізу водного розчину аргентум нітрату. Струм якої сили проходить крізь розчин, якщо маса анода за 1,5 години зменшилась на 12 г?

Розв'язання.

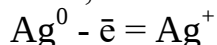
Сіль аргентум нітрат дисоціює у розчині на такі іони:



До катода (негативного електрода) рухаються катіони Ag^+ . Оскільки електродний потенціал срібного електрода ($E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 \text{ В}$) набагато більший, ніж потенціал водневого електрода ($E_{\text{H}^+/\text{H}_2} \leq 0$), то на катоді відбувається відновлення іонів Ag^+ :



Срібний анод є розчинним, тобто відбувається окиснення срібла:



Отже, срібло, з якого виготовлений анод, розчиняється і його маса зменшується.

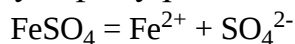
Розрахуємо за об'єднаним законом Фарадея силу струму, враховуючи, що на аноді відбувається лише один процес – окиснення срібла, і тому $\eta(\text{Ag})=1$:

$$I = \frac{m(\text{Ag}) n F}{M(\text{Ag}) \tau} = \frac{12 \text{ г} \cdot 1 \cdot 26,8 \frac{\text{А} \cdot \text{год}}{\text{моль}}}{107,8 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1,5 \text{ год}} = 2 \text{ А}$$

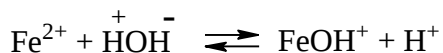
Приклад 3. Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються на вугільних електродах під час електролізу водного розчину ферум (II) сульфату. Визначте масу металу, який утворюється на катоді за 30 хвилин, якщо сила струму 13,4 А, а вихід металу за струмом дорівнює 60%. Який газ та у якому об'ємі виділяється за таких умов на катоді, а який на аноді?

Розв'язання.

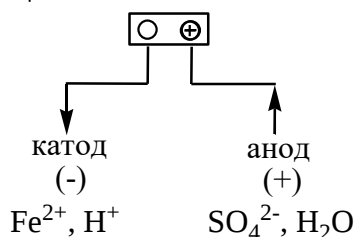
Сіль ферум (II) сульфат у розчині дисоціює на такі іони:



Внаслідок гідролізу цієї солі розчин стає кислим ($\text{pH} < 7$):



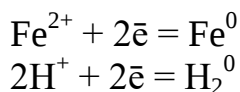
Отже, у розчині солі йони H^+ знаходяться у надлишку.



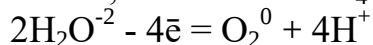
До катода (негативного електрода) рухаються катіони – йони Fe^{2+} та йони H^+ . В ряду стандартних електродних потенціалів залізо знаходиться між алюмінієм та водневим електродом, тобто:

$$E^0_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} < E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} < E^0_{\text{H}^+/\text{H}_2}$$

В цьому випадку на катоді утворюється шар металу і одночасно виділяється водень:



Вугільний анод належить до нерозчинних анодів. До анода (позитивного електрода) рухаються аніони SO_4^{2-} , але окиснюються молекули води, які є простішими за складом частинками, ніж аніони SO_4^{2-} :



Оскільки на катоді відбуваються два процеси, тобто утворюються одночасно і залізо, і водень, то їх вихід за струмом дорівнює відповідно 60% та 40% ($\eta(\text{Fe})=0,6$; $\eta(\text{H}_2)=0,4$).

На аноді утворюється лише одна речовина – кисень, тому його вихід за струмом становить 100% ($\eta(\text{O}_2)=1$).

Розрахуємо за об'єднаним законом Фарадея та масу заліза, об'єм водню та кисню за н.у.:

$$m(\text{Fe}) = \frac{M(\text{Fe})}{n F} I \tau \eta(\text{Fe}) = \frac{55,84 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{2 \cdot 26,8 \frac{\text{А} \cdot \text{год}}{\text{моль}}} \cdot 13,4 \text{ А} \cdot 0,5 \text{ год} \cdot 0,6 = 4,188 \text{ г}$$

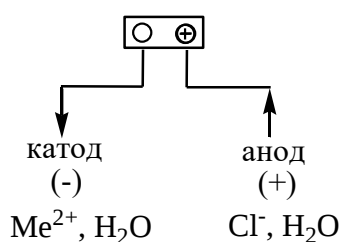
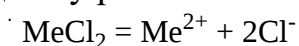
$$V(\text{H}_2) = \frac{V_M}{n F} I \tau \eta(\text{H}_2) = \frac{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}}{2 \cdot 26,8 \frac{\text{А} \cdot \text{год}}{\text{моль}}} \cdot 13,4 \text{ А} \cdot 0,5 \text{ год} \cdot 0,4 = 1,12 \text{ л}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{V_M}{n F} I \tau \eta(\text{O}_2) = \frac{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}}{4 \cdot 26,8 \frac{\text{А} \cdot \text{год}}{\text{моль}}} \cdot 13,4 \text{ А} \cdot 0,5 \text{ год} \cdot 1 = 1,4 \text{ л}$$

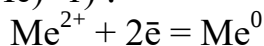
Приклад 4. Під час проходження через розчин солі двохвалентного металу MeCl_2 електричного струму силою 5 А на катоді за 15 хвилин утворився тільки шар металу масою 4,55 г. Розрахуйте молярну масу металу та назвіть його. Визначте молярну масу електрохімічних еквівалентів металу.

Розв'язання.

Сіль MeCl_2 дисоціює у розчині на такі іони:



За умовою на катоді утворюється тільки шар металу, тобто його вихід за струмом дорівнює 100% ($\eta(\text{Me})=1$):



За об'єднаним законом Фарадея розрахуємо молярну масу металу:

$$M(Me) = \frac{m(Me) n F}{I \tau \eta(Me)} = \frac{4,55 \text{ г} \cdot 2 \cdot 26,8 \frac{\text{А} \cdot \text{год}}{\text{моль}}}{5 \text{ А} \cdot 0,25 \text{ год} \cdot 1} = 195,1 \frac{\text{г}}{\text{моль}},$$

де тривалість електролізу складає $\tau = \frac{15 \text{ хв.}}{60 \text{ хв./год}} = 0,25 \text{ год}.$

За періодичною системою елементів Д.І.Менделєєва визначаємо, що цей метал – платина Pt.

Молярна маса електрохімічних еквівалентів платини дорівнює :

$$\frac{M(Pt)}{n F} = \frac{195,1 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{2 \cdot 26,8 \frac{\text{А} \cdot \text{год}}{\text{моль}}} = 3,64 \frac{\text{г}}{\text{А} \cdot \text{год}}.$$

Приклад 5. Визначити теоретичний вихід міді, яка виділиться на катоді при пропусканні струму силою 4А протягом 5 годин через розчин сульфату міді.

Розв'язання.

Кількість електрики, пропущеної через розчин

$$Q = I \tau = 4 \text{ А} \cdot 5 \cdot 3600 \text{ с} = 7,2 \cdot 10^4 \text{ Кл}$$

За II законом Фарадея для виділення 1 моля еквівалентів міді потрібно 96485 Кл електрики ($M(1/2\text{Cu}) = 31,77 \text{ г/моль}$)

Складаємо пропорцію:

$$31,77 \text{ г/моль} \quad - \quad 96485 \text{ Кл/моль}$$

$$m(\text{Cu}) \quad - \quad 7,2 \cdot 10^4 \text{ Кл}$$

$$m(\text{Cu}) = \frac{31,77 \cdot 7,2 \cdot 10^4}{96485} = 23,7 \text{ г}$$