

Примеры решения задач

Задания 1-20.

Пример. Какой толщины серебряное покрытие (мк) может быть получено электролизом раствора соли серебра с серебряным анодом, при плотности катодного тока $D_k = 0,2 \text{ А/см}^2$, $t = 0,1 \text{ г}$, $\mathcal{E}_{\text{Ag}} = 107 \text{ г/моль}$, $P_{\text{Ag}} = 10,5 \text{ г/моль}$. Выход по току принять за 100%.1.

Плотность металлов

Металл	Плотность (г/см ³)
Алюминий	2,70
Железо	7,87
Золото	19,30
Кадмий	8,65
Медь	8,92
Никель	8,96
Палладий	12,02
Платина	21,45
Свинец	11,34
Серебро	10,49
Титан	4,52
Цинк	7,14

Согласно объединенному закону Фарадея - масса восстанавливающихся на катоде или окисляющихся на аноде веществ зависит от величины тока I , времени t , моль-эквивалентной массы вещества и связана с постоянной Фарадея, равной 26,8 А·ч или 96500 Кл (А·с):

$$m = \frac{I \cdot t \cdot \mathcal{E}}{F}$$

В нашем случае целесообразнее вместо величины тока I взять плотность тока D_k , А/см², т.е. величину силы тока, приходящуюся на 1см² поверхности. Следовательно, в данном случае мы можем рассматривать покрытие площадью 1см². Масса выделившегося покрытия в расчете на 1см² составит:

$$m = \frac{0,2 \cdot 0,1 \cdot 107}{26,8} = 0,079 \quad \text{г/см}^2$$

Для нахождения толщины или высоты покрытия на площади 1 см², воспользуемся формулами: $V = S \cdot h$;

$$V = m/\rho, \text{ отсюда } S \cdot h = m/\rho,$$

используя плотность металла, $\rho = 10,5 \text{ г/см}^3$.

$$U(h) = \frac{0,079}{10,5} = 0,0076 \text{ з} \quad \text{или} \quad 76 \text{ мк} \quad , \text{ т.к. } 1 \text{ см} = 10000 \text{ мк}.$$

Задания 21-40.

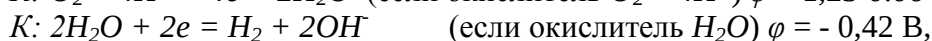
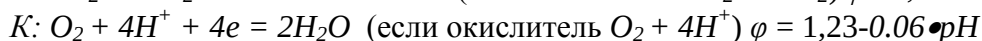
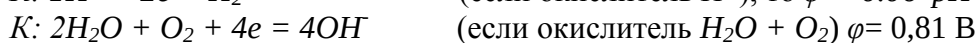
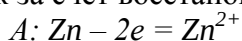
Пример 1 Составьте краткие электронно – ионные уравнения анодного и катодного процессов, протекающих при нарушении сплошности покрытия металлической пластинки, покрытой цинком при контакте с окислителем. Определить характер покрытия.

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$$

В нашем случае покрывающий металл электрохимически более активен, чем защищаемый.

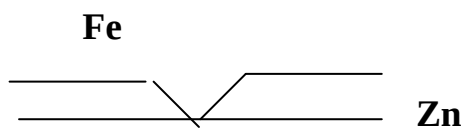
В этом случае при нарушении сплошности покрытия корродировать будет цинк за счет восстановления окислителя.



т.к. в нейтральной среде $\text{pH}=7$.

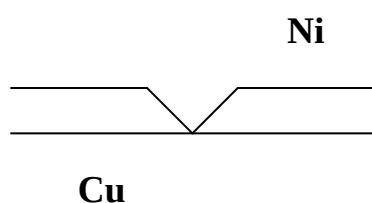
Таким образом, на покрытии протекает анодный процесс – покрытие анодное, безопасное.

Если бы имел место случай



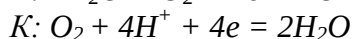
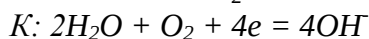
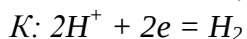
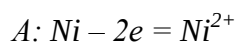
то процессы были бы такими же, но покрытие – катодное, опасное.

Пример 2.



$$\varphi_{\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}} = -0,76 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}} = -0,44 \text{ В}$$



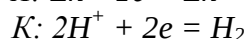
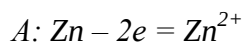
Задания 41-60.

Зависимость потенциала водородного электрода от pH выражается следующим выражением:

$$\varphi = -0,06 pH$$

Будет ли корродировать цинк в среде с $pH = 1$?

$$\varphi = -0,06 \cdot 1 = -0,06 \text{ В}$$



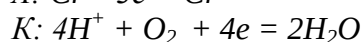
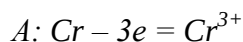
Будет ли корродировать железо в среде с $pH = 10$?

$$\varphi = -0,06 \cdot 1 = -0,06 \text{ В}$$

т.к. $\varphi_{ок} < \varphi_{Me.}$, коррозии не будет.

Задания 61-80.

Пример 1. При нарушении сплошности коррозионно-защитного покрытия в системе происходят следующие процессы:



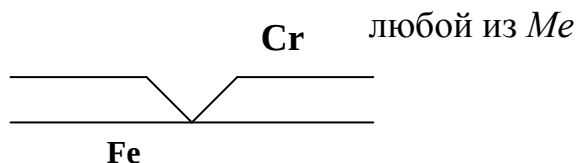
Каким из металлов Cr, Ag, Ni, Sn была защищена металлическая деталь?

$$\varphi_{Cr^{2+}/Cr} = -0,74 \text{ В}$$

$$\varphi_{Ag^+/Ag} = +0,8 \text{ В}$$

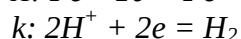
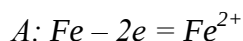
$$\varphi_{Ni^{2+}/Ni} = -0,25 \text{ В}$$

$$\varphi_{Sn^{2+}/Sn} = -0,14 \text{ В}$$



Т.к. по условию задачи коррозии подвергается Cr-металл с самой отрицательной величиной потенциала (анодный процесс), он и служил анодным покрытием, т.к. при любом другом покрытии, более активным была бы металлическая деталь (Fe), и анодный процесс представлял бы собой окисление железа.

Пример 2. При нарушении сплошности коррозионно-защитного покрытия в системе происходят следующие процессы:



Каким из металлов Cr, Ag, Ni, Sn была защищена железная деталь?

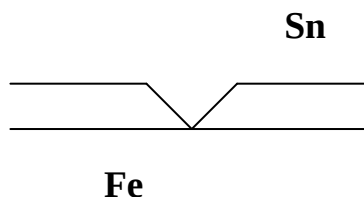
$$\varphi_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 \text{ В}$$

$$\varphi_{Al^{3+}/Al} = -1,66 \text{ В}$$

$$\varphi_{Sn^{2+}/Sn} = -0,14 \text{ В}$$

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 \text{ В}$$

$$\varphi_{Cr^{3+}/Cr} = -0,74 \text{ В}$$



Олово – единственный из металлов в этой группе с большой величиной потенциала, чем у других. В данном случае, по условию задачи корродирует железо, а не другие металлы, следовательно, речь идет о луженом железе, т.е. катодном покрытии.

Задания 81-100.

При выборе протектора по электрохимическим характеристикам величина его потенциала должна быть более отрицательной, чем у защищаемого материала и чем больше разность потенциалов, тем лучше.

Например, для стали 3 из группы металлов: *Mg* ($\varphi = -2,36$ В), *Zn* ($\varphi = -0,74$ В), *Cu* ($\varphi = +0,34$ В), *Fe* ($\varphi = -0,44$ В) наиболее энергетически выгодным является магний, медь не подходит как имеющая более положительную величину потенциала, а железо по величине потенциала практически не отличается от стали 3. Железо используется как «жертвенный» анод при электрозащите (катодной защите).

Задания 101-120

Теоретическая токоотдача протектора находится по законам Фарадея как количество электричества, расходуемое на кг массы металла – протектора.

$$m = \frac{I \cdot t \cdot \mathcal{E}}{F}$$

Например, для цинкового (как наиболее удачного протектора): $q_{теор.}$ может быть определена как 1 фарадей = 96500 А·с (или 26,8 А·ч), который восстанавливает или окисляет 1 моль-эквивалент вещества, следовательно, теоретическая токоотдача – частное от деления 96500 А·с на величину моль-эквивалента (у *Zn* = 32,5 г).

$$q_{теор.} = \frac{96500}{32,5} = 296 \frac{А \cdot С}{г} \text{ или } 296 \cdot 10^4 \frac{А \cdot С}{кг}$$

Практическая токоотдача определяется экспериментально (данные приведены в примерах). Она всегда меньше, чем теоретическая по ряду причин (пассивирование, саморастворение протектора и т.д.).

Отношение $q_{практ.}$ и $q_{теор.}$ – коэффициент полезного действия протектора. Например, при $q_{практ.} = 270 \cdot 10^4$ (А·с)/кг, КПД_{*Zn* практ.} составит:

$$КПД_{Zn_{пp.}} = \frac{270 \cdot 10^4}{296 \cdot 10^4} = 0,91$$