

# КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ: проблемы, практический опыт и перспективы решения

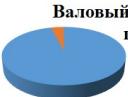
Захаров Д.В., студент 1 курса, Алифиренко Т.Г., руководитель ГБПОУ НСО «Новосибирский автотранспортный колледж»



В природе всегда создаются условия для коррозии металлов и сплавов. Ущерб от коррозии выражается в виде безвозвратных потерь металла, а также в виде экономических потерь при коррозии и выходе из строя металлических конструкций. Поэтому защита металлов и сплавов от влияния коррозии была и остается насущной проблемой промышленности.

## ➤ Потери металлов

### ➤ Проблемы безопасности



Валовый национальный продукт

■ продукт  
■ потери



Производство стали

■ сталь  
■ потери

**Цель:** осуществить сравнительный анализ причин коррозии металлов и способов защиты

**Задачи:** изучить классификацию процессов коррозии по виду коррозионного разрушения, влияние природы металла, состава среды на механизм и скорость коррозии

- ✓ осуществить химический эксперимент, подтверждающий механизм коррозии при контакте двух металлов, распределение анодных и катодных участков, сравнительный эксперимент по изучению покрытий;
- ✓ провести сравнительный анализ способов защиты от коррозии.

**Коррозия –**  
разрушение металла вследствие физико-химического воздействия  
окружающей среды



## Борьба за металлы – борьба за безопасность

Влияние на коррозию металлов ионов-активаторов было нами изучено в эксперименте с алюминиевыми проволоками, помещенными в раствор медного купороса. В одну из пробирок был добавлен сильный электролит – поваренная соль.



### Влияние ионов-активаторов на коррозию металлов



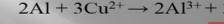
$$E^\circ_{Al/Al^{3+}} = -1.7 \text{ В}$$

$$E^\circ_{Cu/Cu^{2+}} = +0.34 \text{ В}$$

Al | CuSO<sub>4</sub> | Cu

Анод: Al – 3e → Al<sup>3+</sup>

Катод: Cu<sup>2+</sup> + 2e → Cu



красный

**Вывод:**  
в присутствии ионов-активаторов скорость коррозии возрастает

Ежегодно от обработки автодорог в зимний период противогололедными реагентами, содержащими неорганические соли, тысячи автомобилей получают повреждения в виде ржавчины. В результате проведенного нами химического эксперимента доказано, как поваренная соль – сильный электролит, выступает в качестве катализатора, ускоряя процесс коррозии. При добавлении, например, формиата металлические изделия от соли будут меньше ржаветь, а эстакады, мосты и бордюры меньше разрушаться.

В данной работе проведен эксперимент и по изучению коррозии при контакте двух металлов – меди и цинка. При этом протекает электрохимическая коррозия с образованием на поверхности металлических материалов множества микрогальванических элементов.



### Коррозия при контакте двух металлов

Cu и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
до контакта



Cu и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
после контакта с Zn



**Схема гальванической цепи Zn | H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> | Cu**  
Схемы электродных процессов

Анод: Zn – 2e → Zn<sup>2+</sup> Вывод: При контакте меди и цинка в кислой среде образовалась гальваническая пара  
Катод: 2H<sup>+</sup> + 2e → H<sub>2</sub>↑  
Zn + 2H<sup>+</sup> → Zn<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>↑

Гальванические пары возникают и под каплей электролита вследствие различного доступа кислорода к поверхности металла.

Для доказательства происходящих химических процессов и их локализации, мы использовали ферроксил-индикатор, содержащий электролит, красную кровяную соль (реактив на присутствие ионов железа – образует с ними синий осадок турбуловой сини) и кислотно-основный индикатор – фенолфталеин, доказывающий щелочную среду.

На основе проведенного сравнительного анализа причин и механизма коррозии металлов и осуществленного химического эксперимента выявлены различные факторы, влияющие на механизм и скорость коррозии, и наиболее перспективные способы защиты от коррозии.

Предотвращение потерь металлов от коррозии позволит сберечь не только тонны металла, но и предотвратить аварии на производстве, транспорте, сберечь человеческие жизни.

И ржавчина - траур металла -  
Желтеет на мятом крыле.

Пусть годы другие настали,  
Пусть все по-иному вокруг,  
Но теплится в ржавом металле  
Тепло человеческих рук. В.Шеффнер



### Зависимость скорости коррозии от концентрации кислорода на разных участках металла

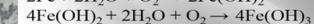
#### Схема гальванической цепи

Fe | H<sub>2</sub>O + O<sub>2</sub> | Fe<sub>2</sub>C

#### Схемы электродных процессов

Анод: Fe – 2e → Fe<sup>2+</sup>

Катод: O<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O + 4e → 4OH<sup>-</sup> (щелочная среда, pH < 7)



Доказательства – реакция с ферроксил-индикатором (NaCl, K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], и фенолфталеин)

(Анодный участок)



(Катодный участок)

Фенолфталеин в щелочной среде – **малиновый**  
**Вывод:** более обогащенный кислородом – катодный участок, менее обогащенный – анодный.

### Способы защиты от коррозии



#### Пассивация анодных участков



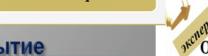
#### Изменение состава металла и реакционной среды



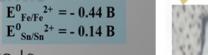
#### Изоляция поверхности металла от окислителя



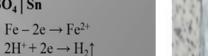
#### Изменение знака потенциала металла



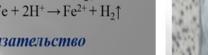
#### Введение защитных веществ – ингибиторов



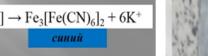
#### Катодное покрытие



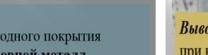
#### Луженое железо



#### Оцинкованное железо



#### Анодное покрытие

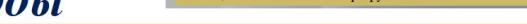


#### Zn | H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> | Fe

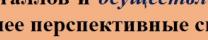


#### Анод: Zn – 2e → Zn<sup>2+</sup>

Катод: 2H<sup>+</sup> + 2e → H<sub>2</sub>↑



Доказательство



коричневый

**Вывод:**

при нарушении анодного покрытия окисляется основной металл, а метал изделия не разрушается

## Выходы