



<b>ПРОТОКОЛ № 2</b> <b>Електродни потенциали. Някои химични свойства</b>	Факултет: ..... група: .....
..... <i>/име и фамилия на студента/</i>	Асистент: ..... <i>/подпис/</i>

**Опити 1. Определяне на равновесни и неравновесни електродни потенциали**

**Начин на работа:** Опитно електродните потенциали се измерват с волтметър, спрямо сравнителен *електрод* (СЕ), чийто стандартен потенциал е  $E_{\text{СЕ}}^0 = \dots\dots\dots V$  спрямо стандартния водороден електрод (СВЕ). СЕ е свързан с отрицателния терминал (-) на волтметъра, а с положителния (+) е свързан електродът с неизвестен потенциал. Така измерените стойности са  $E_{(vs.CE)}$  спрямо СЕ.

Преизчисляването на потенциала спрямо водородния електрод е по формулата:

$$E_{(vs.CBE)} = E_{(vs.CE)} + E_{\text{СЕ}}^0$$

Равновесните потенциали ( $E_p$ ) се определят за електроди от  $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$  (в 1М разтвори на техни соли). Корозионните потенциали ( $E_{\text{кор}(vs.CBE)}$ ) се определят за електроди от  $\text{Cu} | \text{NaCl}$ ,  $\text{Pb} | \text{NaCl}$ ,  $\text{Fe} | \text{NaCl}$ ,  $\text{Zn} | \text{NaCl}$  в корозионна среда (3,5% разтвор на NaCl).

\*Пример:  $E_{(Mg^{2+}/Mg vs.CBE)} = E_{(Mg^{2+}/Mg vs.CE)} + E_{\text{СЕ}}^0 = -1,51 V + 0,24 V = -1,27V$

**Таблица 1.** Равновесни и неравновесни потенциали на металите.

Метал	Стандартен потенциал	Равновесни потенциали		Неравновесни потенциали	
	$E^0, V$	$Me   Me^{n+}$		$Me   NaCl$	
		$E_{p(vs.CE)}$ /измерен/	$E_{p(vs.CBE)}$ /преизчислен/	$E_{\text{кор}(vs.CE)}$ /измерен/	$E_{\text{кор}(vs.CBE)}$ /преизчислен/
<i>пример:</i> Mg	-2,36 V	-1,51 V	-1,27 V	-1,57 V	-1,33 V
Fe					
Cu					
Zn					
Pb					

**Изводи: (1)** Редукционната активност на изследваните пет метала нараства в следния ред:

..... < ..... < ..... < ..... < ..... **(2)** В сравнение със стойностите на равновесните потенциали на изследваните метали, корозионните им потенциали се изместват в ..... посока.

## Опит 2. Взаимодействие на метали с разтвори на соли

**Начин на работа:** В гнездата на порцеланова плочка се поставя последователно по едно парченце от металите Mg, Zn, Fe и Cu. Към тях се капват по 2-3 капки от разтвори на: ZnSO<sub>4</sub>, Pb(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>, CuCl<sub>2</sub> и AgNO<sub>3</sub>. След 5÷10 минути се отчита в кои случаи протича спонтанна реакция между метала и йоните на съответната сол.

В таблица 2 се попълват уравненията на реакциите. Наблюдаваните резултати се обясняват с помощта на стандартните окислително-редукционни потенциали (E°).

**Таблица 2**

Разтвор Метал	Zn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>
<i>Пример:</i> Pb	Не протича реакция $E^{\circ}_{(Pb^{2+}/Pb)} > E^{\circ}_{(Zn^{2+}/Zn)}$	$Pb^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb$	$Pb + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Pb^{2+}$	$Pb + 2Ag^{+} \rightarrow 2Ag + Pb^{2+}$
<b>Mg</b>				
<b>Zn</b>				
<b>Fe</b>				
<b>Cu</b>				

## Опит 3. Взаимодействие на метали с неокислително действащи киселини

**Начин на работа:** В пет епруветки се наливат по 5 mL разредена (20%) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. В тях се поставят поотделно пластинки от Mg, Al, Zn, Fe и Cu. Наблюдава се в кой от случаите ще протече спонтанна реакция. Ако е необходимо, за по-бързо протичане на реакциите, епруветките може да се нагреят.

В таблица 3 се попълват уравненията на реакциите. Получените резултати се обясняват чрез сравняване на стойностите на стандартните потенциали на металите със стандартния потенциал на водорода.

**Таблица 3**

Метал	Външна проява на реакцията	Уравнение на реакцията	Обяснение на резултата
<i>Пример:</i> Sn	<i>Слаба реакция с отделяне на газ</i>	$Sn + p.H_2SO_4 \rightarrow SnSO_4 + H_2 \uparrow$	$E^{\circ}(Sn^{2+}/Sn) < E^{\circ}(H^{+}/H_2)$
<b>Mg</b>			
<b>Al</b>			
<b>Zn</b>			
<b>Fe</b>			
<b>Cu</b>			

#### Опит 4. Взаимодействие на амфотерни метали с основи

Някои метали (напр. Zn, Al, Sn, Pb) могат да взаимодействат не само с киселини, но и с основи. Тези метали се наричат **амфотерни**.

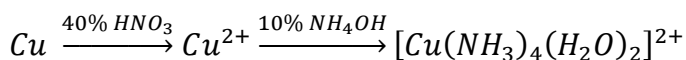
**Начин на работа:** В две епруветки се наливат по 5 mL 15% NaOH и към тях се потапят поотделно пластинки от Zn и Al. При необходимост епруветките се нагряват. Резултатите от наблюденията се описват в таблица 4.

Таблица 4

Метал	Външна проява на реакцията	Уравнение на реакцията
Zn		$Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$
Al		$2Al + 6NaOH + 6H_2O = 2Na_3[Al(OH)_6] + 3H_2$

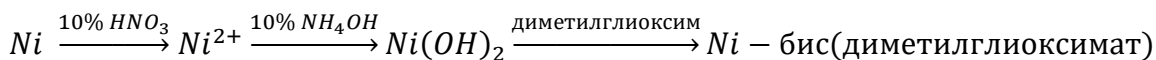
#### Опит 5. Откриване на легиращи елементи в сплави.

5.1. Доказване на мед в сплави:



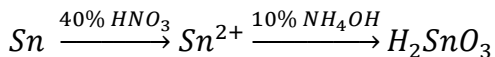
Наблюдавано оцветяване: .....

5.2. Доказване на никел в сплав:



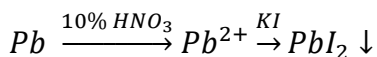
Наблюдавано оцветяване: .....

5.3. Доказване на калай в припой:



Наблюдавано оцветяване: .....

5.4. Доказване на олово в припой:



Наблюдавано оцветяване: .....