

IX. ELEKTROKÉMIA

IX. 1–2. FELELETVÁLASZTÁSOS TESZTEK

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
0		B	C	B	C	B	E	B	D	B
1	C	C	B	B	C	A	C	E	E	A
2	A	D	B	A	B	A	A	C	A	D
3	B	A	A	B	A	D	A	D	A	B
4	A									

IX. 3. TÁBLÁZATKIEGÉSZÍTÉS

A Daniell-elem felépítése és működése

	<i>Cinkelektrod</i>	<i>Rézelektrod</i>
Pólusa (negatív – pozitív)	41. negatív	42. pozitív
Az elektrod típusának megnevezése	43. anód	44. katód
Az elektrolitoldat fémion-koncentrációja a standard galvánelemben	45. 1,00 mol/dm ³	46. 1,00 mol/dm ³
A standard galvánelem elektromotoros ereje (a számítás menetével együtt)	47. 0,34 V – (–0,76 V) = 1,1 V	
A galvéncellában végbemenő elektrokémiai folyamat egyenlete	48. $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$	49. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} = \text{Cu}$

Elektrokémiai folyamatok

	Elektród	Katódfolyamat egyenlete	Anódfolyamat egyenlete	Az oldat pH-jának változása
Daniell-elem	réz, cink	50. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	51. $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	-----
Sósav elektrolízise	platina	52. $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	53. $2\text{Cl}^- =$ $= \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	54. nő
Ipari timföld-elektrolízis	55. grafit	56. $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$	57. $2\text{O}^{2-} =$ $= \text{O}_2 + 4\text{e}^-$	-----
Kénsavoldat elektrolízise	platina	58. $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	59. $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2$ $+ 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$	60. csökken
Na_2SO_4 -oldat elektrolízise	grafit	61. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$ $= \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	62. $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2$ $+ 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$	63. nem változik
NaCl -oldat elektrolízise	64. higany-katód, grafitanód	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	65. $2\text{Cl}^- =$ $= \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	-----

Elektrolízis

<i>Elektrolizálendő oldat</i>	<i>Elektródok</i>	<i>Katódfolyamat egyenlete</i>	<i>Anódfolyamat egyenlete</i>	<i>Az oldat összetételének változása</i>
HCl -oldat	platina	66. $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	67. $2\text{Cl}^- =$ $= \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	68. hígul
NaCl -oldat	69. Hg-katód, grafitanód	70. $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	71. $2\text{Cl}^- =$ $= \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	hígul
NaCl -oldat	72. grafit (vagy Pt)	73. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$ $= \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	74. $2\text{Cl}^- =$ $= \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	lúgosodik
KOH -oldat	75. grafit (vagy Pt)	76. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$ $= \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	77. $4\text{OH}^- = \text{O}_2$ $+ 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$	töményedik
CuSO_4 -oldat	78. grafit (vagy Pt)	79. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ $= \text{Cu}$	80. $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2$ $+ 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$	savasodik (H_2SO_4 -oldat keletkezik)

Folyamatok a galvánecellában és az elektrolizáló cellában

	<i>I. rendszer</i>	<i>II. rendszer</i>
A katód pólusa („töltése”)	81. negatív	82. pozitív
Az anód pólusa („töltése”)	83. pozitív	84. negatív
Katódfolyamat (egyenlet)	85. $2 \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	86. $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$
Anódfolyamat (egyenlet)	87. $2 \text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	88. $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
	89. Nő, mert az oldat lúgosodik	90. $-0,23 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 0,53 \text{ V}$

IX. 4. EGYÉB FELADATOK

A redoxifolyamatok iránya

- 91.** Akkor, amikor cinklemezten mérünk ólom(II)-nitrát-oldatba. 1 pont
 A cink (pontosabban a Zn^{2+}/Zn rendszer) standardpotenciálja kisebb, így ez oxidálódik, azaz redukálja a nagyobb standardpotenciálú ólom ionjait. 1 pont
- 92.** $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ 2 pont
- 93.** Nő, mert a kiváló ólom tömege nagyobb, mint az oldódó cinké. 2 pont
 Vagy számítással: pl. 1 mol esetén $207,3 \text{ g} - 65,4 \text{ g} = 141,9 \text{ g}$ a növekedés. 2 pont
- 6 pont**

Egy ismeretlen galvánelem

- 94.** Az ismeretlen fém standardpotenciálja kisebb, mint az ezüsté. 1 pont
 Az ismeretlen fémelektrod a negatív pólus. 1 pont
- 95.** $-\text{Me} \mid \text{Me}^{z+}(\text{aq}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}) \mid \text{Ag} +$ 1 pont
 $1 \text{ mol/dm}^3 \quad 1 \text{ mol/dm}^3$
- 96.** 1,62 g ezüst: $n = m/M = 0,015 \text{ mol}$ 1 pont
 A másik elektródon is ugyanennyi elektron adódik át, s eközben oldódik a 0,26 g fém:
 ha a fém egyértékű, akkor: $n(\text{Me}) = 0,015 \text{ mol}$, $M(\text{Me}) = m/n = 17,33 \text{ g/mol}$,
 ha a fém kétértékű, akkor: $n(\text{Me}) = 0,0075 \text{ mol}$, $M(\text{Me}) = m/n = 34,67 \text{ g/mol}$,
 ha a fém háromértékű, akkor: $n(\text{Me}) = 0,005 \text{ mol}$, $M(\text{Me}) = m/n = \mathbf{52,00 \text{ g/mol}}$.
 A fém valószínűleg a **króm (Cr)**. 2 pont
- 97.** E_{MF} : a galvánelem pólusai között mérhető feszültség (pot. kbség), amikor nem folyik át áram a cellán. 2 pont
 Az E_{MF} kiszámítható a két elektródpotenciál különbségeként (katódból anód):
 $E_{\text{MF}} = \varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - \varepsilon^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = 0,80 \text{ V} - (-0,74 \text{ V}) = 1,54 \text{ V}$ 1 pont
- 98.** Az eredeti koncentrációk: $[\text{Ag}^+] = [\text{Cr}^{3+}] = 1,00 \text{ mol/dm}^3$,
 az elektrolízis végén: $[\text{Ag}^+] = 0,90 \text{ mol/dm}^3$. 1 pont
 Eközben 0,015 mol ezüstion vált ki:
- $$\frac{V \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} - 0,015 \text{ mol}}{V} = 0,90 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$
- 2 pont
- ebből: $V = \mathbf{0,15 \text{ dm}^3}$ (150 cm^3). 1 pont
 Az elektrolízis végén: $[\text{Cr}^{3+}] = 1,10 \text{ mol/dm}^3$, eközben 0,005 mol króm(III)ion oldódott:

$$\frac{V \cdot \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} + 0,005 \text{ mol}}{V} = 1,10 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

ebből: $V = 0,05 \text{ dm}^3$ (50 cm^3).

2 pont

1 pont

16 pont

A fémek redukálóképességének vizsgálata

99.	A három közül a legkisebb.		1 pont
100.	Például a réz.		1 pont
101.	$\varepsilon^\circ(\mathbf{B}) < \varepsilon^\circ(\mathbf{A}) < \varepsilon^\circ(\mathbf{C})$	csak az egészért:	1 pont
102.	Például: $\mathbf{B} = \text{Zn}$, $\mathbf{C} = \text{Ag}$	csak együtt:	1 pont
	Pl. $\text{Cu} + 2 \text{AgNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$		1 pont
	$\text{Zn} + 2 \text{AgNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$		1 pont
	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$		1 pont
			<u>1 pont</u>
			7 pont

IX. 5. SZÁMÍTÁSOK

103. – 100 cm^3 sósav tömege: $m = \rho V = 110 \text{ g}$ 1 pont
 – Benne az oldott anyag: $110 \text{ g} \cdot 0,200 = 22,0 \text{ g}$. 1 pont
 – Ha $x \text{ g}$ HCl-dal csökken az oldott anyag tömege, akkor közben $(110-x)$ gramm lesz az oldat tömege és az így képződött oldat 10,0 tömeg%-os:

$$\frac{22,0 - x}{110 - x} = 0,100$$
 2 pont
 – Ebből: $x = 12,2 \text{ g}$ (és nem $11,0 \text{ g}$, ami elvileg hibás eredmény) 1 pont
 – A keletkezett oldat $110 - 12,2 \text{ g} = 97,8 \text{ g}$, ami $V = \frac{97,8 \text{ g}}{1,05 \text{ g/cm}^3} = 93,1 \text{ cm}^3$, vagyis az oldat térfogata **6,9 cm³-rel** csökkent. 1 pont
 – $12,2 \text{ g}$ HCl anyagmennyisége: $n(\text{HCl}) = \frac{12,2 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,334 \text{ mol}$. 1 pont
 – A $2 \text{ HCl} \xrightarrow{\text{elektrolízis}} \text{H}_2 + \text{Cl}_2$ egyenlet alapján $0,167 \text{ mol}$ H₂ és $0,167 \text{ mol}$ Cl₂ fejlődik az elektrolízis során. 2 pont
 – A fejlődő gázok térfogata: $V(\text{H}_2) = V(\text{Cl}_2) = 0,167 \text{ mol} \cdot 24,5 \text{ dm}^3/\text{mol} = 4,09 \text{ dm}^3$. 1 pont
 (Az utóbbi 4 pont akkor is jár, ha az elvileg hibás $11,0 \text{ g}$ HCl-dal számol, ekkor az adattal számolt helyes eredmény $3,69 \text{ dm}^3$.) **10 pont**
104. – 147 dm^3 durranógáz: $n = \frac{147 \text{ dm}^3}{24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 6,00 \text{ mol}$ 1 pont
 – A $2 \text{ H}_2\text{O} = 2 \text{ H}_2 + \text{O}_2$ egyenlet alapján $6,00 \text{ mol}$ durranógáz $4,00 \text{ mol}$ víz bontásával képződik. 2 pont
 – 100 g $10,0$ tömegszázalékos nátrium-szulfát-oldatban $10,0 \text{ g}$ Na₂SO₄ van. 1 pont
 – Az oldat tömege csökken: $4,00 \text{ mol}$ víz tömegével, azaz $72,0 \text{ g}$ -mal. 1 pont
 – Az oldat ezután $28,0 \text{ g}$ tömegű lesz, benne $10,0 \text{ g}$ só:

$$\frac{10,0 \text{ g}}{28,0 \text{ g}} \cdot 100\% = 35,7 \text{ tömeg\% Na}_2\text{SO}_4\text{-ot tartalmaz. (Ha nem csapódik ki.)}$$
 2 pont

7 pont

- 105.** – Az elektrolízis bruttó egyenlete: $\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{2F} \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$ 1 pont
- 0,180 m³ gáz standardállapotban:
- $$n = \frac{180 \text{ dm}^3}{24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 7,35 \text{ mol}$$
- 1 pont
- 7,35 mol gáz az egyenlet alapján:
7,35 : 1,5 = 4,90 mol víz bomlásakor keletkezett. 1 pont
- Ennek tömege: $m = 4,90 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 88,2 \text{ g}$. 1 pont
- Ha az oldat tömege kezdetben x volt és 5,00 tömeg%-ról 10,0 tömeg%-ra nőtt, akkor:
- $$\frac{0,0500x}{x - 88,2} = 0,100$$
- 2 pont
- ebből $x = 176,4$,
vagyis **176,4 g 5 tömeg%-os oldatot kezdtünk elektrolizálni.** 1 pont
- 4,9 mol víz elbontásához 9,8 F töltésre van szükség ($9,8 \cdot 96\,500 = 945\,700 \text{ C}$). 2 pont
- Ha az áramerősség 2 A, akkor az elektrolízis időtartama:
- $$t = \frac{945\,700 \text{ C}}{2,00 \text{ A}} = 472\,850 \text{ s} \cong \mathbf{131 \text{ óra}}$$
- 1 pont
- 10 pont**

- 106.** – Az elektrolízis bruttó egyenlete:
- $$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \xrightarrow{2F} \text{Zn} + \text{Cl}_2$$
- 1 pont
- Kiszámíthatjuk például a kiválasztott cink-klorid tömegét:
- $$m(\text{ZnCl}_2) = \frac{136,4 \text{ g/mol}}{2 \cdot 96500 \text{ C/mol}} \cdot 3 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s} = 15,26 \text{ g}$$
- 2 pont
- Ebből kiszámíthatjuk a kiindulási oldat (m) tömegét, hiszen kezdetben 10 tömeg%-os volt, végül 5 tömeg%-os lett, s közben 15,26 g oldott anyag távozott az oldatból:
- $$\frac{0,1m - 15,26}{m - 15,26} = 0,05$$
- 3 pont
- [vagy keverési egyenlettel: $m \cdot 10\% - 15,26 \cdot 100\% = (m - 15,26) \cdot 5\%$],
ebből **$m(\text{oldat}) = 289,9 \text{ g}$** (válasz a b) kérdésre). 1 pont
- A képződött anyagok (válasz az a) kérdésre):
- $$\frac{15,26 \text{ g}}{136,4 \text{ g/mol}} = 0,112 \text{ mol ZnCl}_2$$
- 1 pont
- $$0,112 \text{ mol ZnCl}_2 \rightarrow 0,112 \text{ mol Zn} \rightarrow \mathbf{7,32 \text{ g Zn}}$$
- 1 pont
- $$0,112 \text{ mol ZnCl}_2 \rightarrow \mathbf{2,74 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2}$$
- 1 pont
- 10 pont**

- 107.** – Az elektrolízis során a sósav bomlik el:
- katód: $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
anód: $2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{e}^- + \text{Cl}_2$
- vagyis: $2 \text{H}^+ + 2 \text{Cl}^- \xrightarrow{2F} \text{H}_2 + \text{Cl}_2$ 1 pont
- a) Az anódon is **3,356 dm³ gáz** fejlődött. 1 pont
- b) 3,356 dm³ gáz anyagszáma:
- $$n(\text{H}_2) = \frac{3,356 \text{ dm}^3}{24,5 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} = 0,137 \text{ mol}$$
- 1 pont

– Ehhez $2 \cdot 0,137 F$, azaz: $2 \cdot 0,137 \cdot 96\,500 C = 26\,441 C$ töltésre van szükség. 1 pont

– Az áramerősség ismeretében:

$$t = \frac{26441 C}{2 A} = 13220,5 s = \mathbf{3,67 \text{ óra}} [3 \text{ óra } 40,3 \text{ perc}] \quad 1 \text{ pont}$$

c) Az egyenlet alapján $2 \cdot 0,137 \text{ mol} = 0,274 \text{ mol HCl}$ bomlott el. 1 pont

– Ennek tömege: $m(\text{HCl}) = 0,274 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 10,0 \text{ g}$, az oldat tehát **10,0 tömeg% HCl**-ot, illetve **ugyanennyi kénsavat** tartalmazott. 2 pont

d) A maradék oldat 90,0 g, benne 10,0 g kénsav. 1 pont

– A tömeg%-os kénsavtartalom:

$$\frac{10,0 \text{ g}}{90,0 \text{ g}} = 0,111 \longrightarrow \mathbf{11,1 w\%}. \quad \underline{\quad} 1 \text{ pont}$$

10 pont

108. – A reakció: $z \text{ Ag}^+ + \text{Me} = \text{Me}^{z+} + z \text{ Ag}$ 1 pont

– Az oldatban $0,0100 \text{ mol Ag}^+$ van. $0,0100 \text{ mol}$ ezüsttel nőtt a fémlemez tömege: $1,08 \text{ g}$. 1 pont

– Az oldódó fém tömege: $1,08 \text{ g} - 0,906 \text{ g} = 0,174 \text{ g}$. 1 pont

– A fém anyagmennyisége: $\frac{0,0100}{z} \text{ mol}$, így a moláris tömege

$$\frac{0,174 \text{ g}}{\frac{0,0100}{z} \text{ mol}} = 17,4z \text{ g/mol}. \quad 1 \text{ pont}$$

– Ebből $z = 3$ esetén $M = 52 \text{ g/mol}$ adódik, vagyis a fém a **króm (Cr)**. 1 pont
(Próbálgatásos módszerrel is kiszámítható.) **5 pont**

109. – Az elektródfolyamatok:

katód: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$

anód: $\text{H}_2\text{O} = \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2e^- + 2 \text{H}^+$

bruttó: $\text{CuSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{2F} \text{Cu} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ 2 pont

– Az elektrolízis adataiból: $n(e^-) = \frac{5,6 \cdot 3600 \text{ s} \cdot 3,00 \text{ A}}{96\,500 \frac{C}{\text{mol}}} = 0,627 \text{ mol}$ 1 pont

a) Ebből: $n(\text{Cu}) = n(\text{CuSO}_4) = 0,3135 \text{ mol}$ 1 pont

– $m(\text{CuSO}_4) = 0,3135 \cdot 159,5 \text{ g} = 50,0 \text{ g}$, 1 pont

$$w = \frac{50,0 \text{ g}}{200,0 \text{ g}} = 0,250 \longrightarrow \mathbf{25,0 w\%}$$
-os volt a CuSO_4 -oldatunk. 1 pont

b) A képződött oldat kénsavtartalma is $0,3135 \text{ mol}$. 1 pont

– $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,3135 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 30,7 \text{ g}$. 1 pont

– Az oldat tömege a réz ($0,3135 \text{ mol}$) és az oxigéngáz ($0,1568 \text{ mol}$) tömegével csökkent:

$$m(\text{oldat}) = 200 \text{ g} - 0,3135 \cdot 63,5 \text{ g} - 0,1568 \cdot 32 \text{ g} = 175,1 \text{ g} \quad 2 \text{ pont}$$

– $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{30,7 \text{ g}}{175,1 \text{ g}} = 0,175 \longrightarrow \mathbf{17,5 w\%}$ -os lett a kénsavoldat. 1 pont

11 pont