

إجابات أسئلة موضوعات الوحدة الثانية (الكيمياء الكهربائية)



تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج العمانية

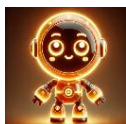
موقع فايلاتي ← المناهج العمانية ← الصف الثاني عشر ← كيمياء ← الفصل الأول ← ملفات متنوعة ← الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 09:38:10 2025-09-22

ملفات اكتب للمعلم اكتب للطالب | اختبارات الكترونية | اختبارات | حلول | عروض بوربوينت | أوراق عمل
منهج انجليزي | ملخصات وتقارير | مذكرات وبنوك | الامتحان النهائي | للمدرس

المزيد من مادة
كيمياء:

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر

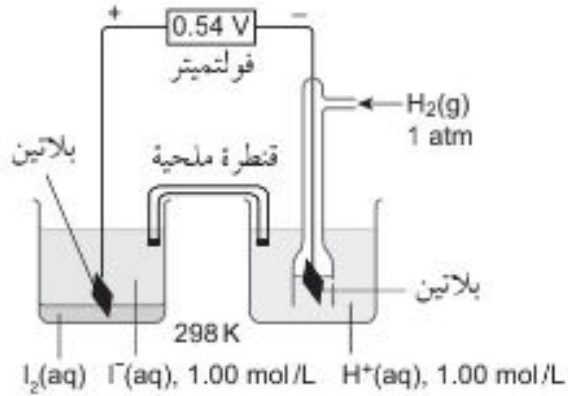


صفحة المناهج
العمانية على
فيسبوك

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر والمادة كيمياء في الفصل الأول

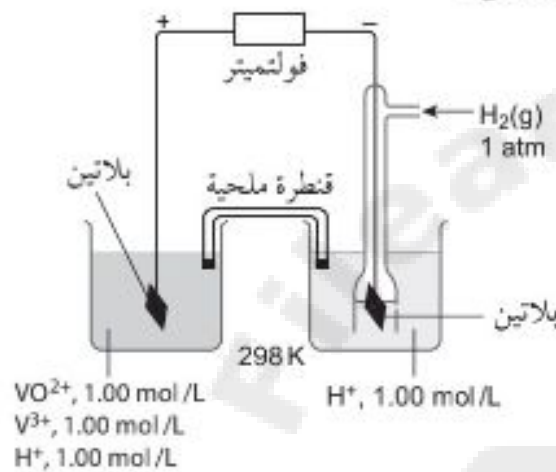
أسئلة تدريبية في الوحدة الأولى	1
الخلاصة في الكيمياء (قوانين المنهج)	2
جميع مصطلحات الوجدتين الأولى والثانية	3
تحميل كتاب الطالب - منهج كامبريدج - نسخة تجريبية 2023	4
مفاهيم المصطلحات العلمية حسب الأهداف التعليمية	5

إجابات أسئلة موضوعات الوحدة



+1.52 V

يُعدّ البلاتين قطبًا كهربائيًا خاملاً، ولا يشارك في التفاعل.



٨. أ. Zn

ب. Zn²⁺

ج. Zn

د. Ag⁺

٩. أ. يجب أن تكون قيمة E_r° للعامل المختزل المستخدم أقل من -0.76 V، لهذا، فإن Al، أو Mg، أو Na على سبيل المثال سيختزل Zn²⁺ إلى Zn.

ب. يجب أن تكون قيمة E_r° للعامل المؤكسد المستخدم أكبر من +1.07 V، لهذا، فإن Cl₂، أو F₂، أو Cr₂O₇²⁻ (في وسط حمضي)، أو MnO₄⁻ (في وسط حمضي)، أو O₂ (في وسط حمضي)، على سبيل المثال سيؤكسد Br⁻ إلى Br₂.

٤.

١. أ. لأن أيونات Ag⁺ تتفاعل مع أيونات Cl⁻ في محلول ZnCl₂، وتكوّن راسبًا من كلوريد الفضة AgCl.

ب. ١. $\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}(\text{aq})$

٢. $\text{Br}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$

٣. $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$

٤. $\text{VO}_2^+(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow$

$\text{VO}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

٢. بالنسبة إلى نصف-الخلية Fe²⁺/Fe:

أ. $\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

ب. -0.44 V

بالنسبة إلى نصف-الخلية Cr²⁺/Cr:

أ. $\text{Cr}(\text{s}) \rightarrow \text{Cr}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

ب. -0.91 V

بالنسبة إلى نصف-الخلية Ag⁺/Ag:

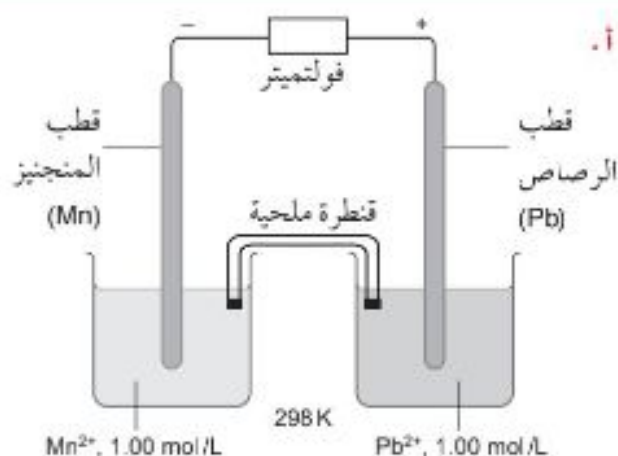
أ. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$

ب. +0.80 V

ج. في الخلايا الثلاث جميعها، يجب أن تساوي درجة الحرارة 298 K، ويكون تركيز الأيونات في كل نصف-خلية 1 mol/L، ويكون تركيز H⁺ في كل قطب هيدروجين قياسي يساوي 1.00 mol/L، وضغط غاز الهيدروجين يساوي 1 atm (100 kPa)، ويتم التوصيل الكهربائي بواسطة سلك فلزي مصنوع من البلاتين (المطلبي بطبقة من البلاتين الأسود).

٣. أ. $\text{S}(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}(\text{aq})$

ب. +0.51 V



١٣. أ.

ج. يجب أن تكون قيمة E_r° للعامل المختزل المستخدم أقل من +0.17 V، لهذا، فإن أي جسيم موجود على الطرف الأيمن لنصف-معادلة تمتلك قيمة E_r° أقل من +0.17 V ستختزل SO_3 إلى SO_4^{2-} .

د. يجب أن تكون قيمة E_r° للعامل المؤكسد المستخدم أكبر من +1.36 V، لهذا، فإن F_2 ، أو PbO_2 ، أو MnO_4^- (في وسط حمضي) على سبيل المثال سيؤكسد Cl^- إلى Cl_2 .

ب. $(-0.13) - (-1.18) = +1.05 \text{ V}$

ج. نصف-الخلية Pb^{2+}/Pb ، أو قطب الرصاص Pb

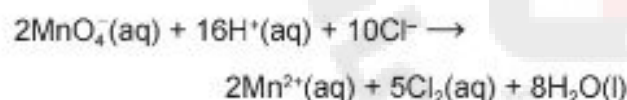
١٤. أ. نعم



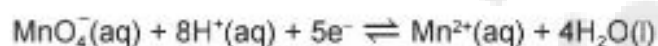
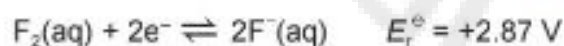
$$E_r^\circ = +1.52 \text{ V}$$

$$E_{\text{cell}}^\circ = 1.52 - 1.36 = +0.16 \text{ V}$$

تمتلك نصف-معادلة اختزال البرمنجنات جهد اختزال أكبر من غاز الكلور، لهذا سوف يُختزل البرمنجنات (ينزاح التفاعل في الاتجاه الأمامي)، بينما تتأكسد أيونات الكلوريد (ينزاح التفاعل في الاتجاه العكسي). لن يكون إجراء هذا التفاعل في مختبر مفتوح آمناً بسبب تكون غاز الكلور السام. ويتم التفاعل الكلي وفق المعادلة الآتية:



ب. لا.



$$E_r^\circ = +1.52 \text{ V}$$

$$E_{\text{cell}}^\circ = 1.52 - 2.87 = -1.85 \text{ V}$$

١٠. أ. Cr^{2+}

ب. Ag

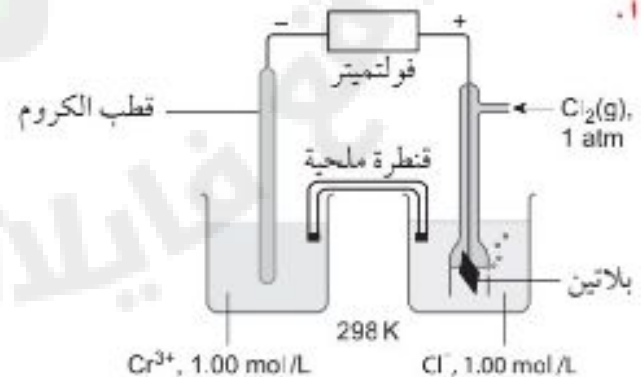
١١. أ. F_2/F^- هو القطب الموجب، و Mn^{2+}/Mn هو القطب السالب، وبالتالي تتدفق الإلكترونات من Mn^{2+}/Mn إلى F_2/F^- .

ب. I_2/I^- هو القطب الموجب و $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ هو القطب السالب، وبالتالي تتدفق الإلكترونات من $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ إلى I_2/I^- .

ج. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ هو القطب الموجب، و Cu^{2+}/Cu هو القطب السالب، وبالتالي تتدفق الإلكترونات من Cu^{2+}/Cu إلى $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$.

د. Ni^{2+}/Ni هو القطب السالب، و Fe^{3+}/Fe هو القطب الموجب، وبالتالي تتدفق الإلكترونات من Ni^{2+}/Ni إلى Fe^{3+}/Fe .

١٢. أ.



ب. $1.36 - (-0.74) = +2.10 \text{ V}$

ج. نصف-الخلية Cl_2/Cl^-

ب. يمتلك تفاعل نصف-الخلية $\text{Br}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$ قيمة E_r° أقل من تفاعل نصف-الخلية $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$ لهذا لن يستقبل تفاعل نصف-الخلية $\text{Br}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$ الإلكترونات، وبالتالي لن ينزاح في الاتجاه الأمامي، لهذا، لا يؤكسد البروم أيونات الكلوريد إلى كلور.

١٦. أ. ١. تصبح قيمة E_r° أكبر من +1.33 V
٢. تصبح قيمة E_r° أقل من +1.33 V
٣. تصبح قيمة E_r° أقل من +1.33 V

- ب. ١. تزداد قوة $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ كعامل مؤكسد
٢. تقل قوة $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ كعامل مؤكسد
٣. تقل قوة $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ كعامل مؤكسد

ج. زيادة تركيز الأيون $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ، أو زيادة تركيز الأيون H^+ أو خفض تركيز الأيون Cr^{3+} .

د. ازدياد تركيز المواد المتفاعلة، أو خفض تركيز المواد الناتجة يؤدي إلى انزياح موضع الاتزان نحو اليمين، وتزداد قيمة E_r° ، ويصبح المحلول المكوّن من النظام $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{H}^+$ عاملاً مؤكسداً أقوى.

$$E_r = E_r^\circ - \frac{0.059}{z} \log_{10} \frac{1}{[\text{N}^{2+}]} \quad ١٧. أ.$$

$$E_r = -0.25 - \frac{0.059}{2} \log_{10} \frac{1}{1.5}$$

$$E_r = -0.25 + 0.00519 = -0.24 \text{ V}$$

$$E_r = E_r^\circ - \frac{0.059}{z} \log_{10} \frac{1}{[\text{Ag}^+]} \quad ١٧. ب.$$

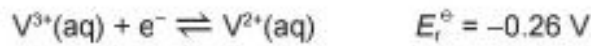
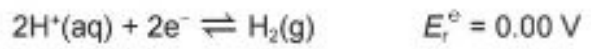
$$E_r = +0.80 - \frac{0.059}{1} \log_{10} \frac{1}{0.0002}$$

$$E_r = +0.80 - 0.22 = +0.58 \text{ V}$$

ج. ب (+0.62 V)

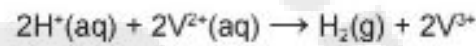
١٨. أ. تنتج عملية التوصيل الكهربائي من حركة الأيونات، وبالتالي يجب أن تكون الأيونات قادرة على التحرك نحو الأقطاب الكهربائية حتى تحدث عملية التحليل الكهربائي.

تمتلك نصف-معادلة اختزال البرمنجنات جهد اختزال أقل من غاز الفلور، لهذا لن يُختزل البرمنجنات (لن ينزاح التفاعل في الاتجاه الأمامي)، وبالتالي لن تتأكسد أيونات الفلوريد (لن ينزاح التفاعل في الاتجاه العكسي). نعم.

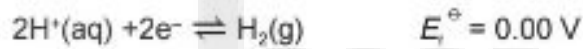
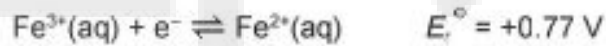


$$E_{\text{cell}}^\circ = 0.00 - (-0.26) = +0.26 \text{ V}$$

تمتلك نصف-معادلة اختزال الهيدروجين جهد اختزال أكبر من أيونات V^{3+} ، لهذا سوف يُختزل الهيدروجين (ينزاح التفاعل في الاتجاه الأمامي)، بينما تتأكسد أيونات V^{2+} (ينزاح التفاعل في الاتجاه العكسي). ويكون التفاعل الكلي وفق المعادلة الآتية:



د. لا.



$$E_{\text{cell}}^\circ = 0.00 - 0.77 = -0.77 \text{ V}$$

تمتلك نصف-معادلة اختزال الهيدروجين جهد اختزال أقل من أيونات Fe^{3+} ، لهذا لن يُختزل الهيدروجين (لن ينزاح التفاعل في الاتجاه الأمامي)، وبالتالي لن تتأكسد أيونات Fe^{2+} (لن ينزاح التفاعل في الاتجاه العكسي).

١٥. أ. يمتلك تفاعل نصف-الخلية $\text{Br}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$ قيمة E_r° أكبر من تفاعل نصف-الخلية $\text{I}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$ لهذا يستقبل تفاعل نصف-الخلية $\frac{1}{2}\text{Br}_2 + e^- \rightleftharpoons \text{Br}^-$ الإلكترونات بسهولة أكثر، وينزاح التفاعل في الاتجاه الأمامي، بينما ينزاح تفاعل نصف-الخلية $\text{I}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$ في الاتجاه العكسي.

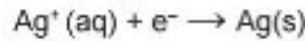
لأيونات OH^- بأن تكون أسفل أيونات Cl^- في سلسلة جهود الاختزال.

أما في محلول حمض الهيدروكلوريك المركز، فتكون أيونات الكلوريد Cl^- أسفل أيونات OH^- في سلسلة جهود الاختزال، وبالتالي سيتكوّن غاز الكلور عند المصعد.

$$Q = I.t \quad 23.$$

$$Q = 1.80 \times 45.0 \times 60 = 4860 \text{ C}$$

بالنسبة إلى التفاعل الذي يتم وفق نصف-المعادلة:



يترسب 1 mol (108 g) من الفضة عند تمرير كمية شحنة مقدارها 96500 C، لذلك، عند تمرير كمية شحنة تساوي 4860 C، يترسب:

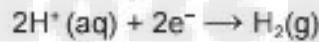
$$\frac{4860}{96500} \times 108 = 5.44 \text{ g}$$

حل آخر

$$m = \frac{QM_i}{z.F} \quad \text{باستخدام القانون}$$

$$\frac{4860 \times 108}{1 \times 96500} = 5.44 \text{ g}$$

بالنسبة إلى التفاعل الذي يتم وفق نصف-المعادلة:



يلزم تمرير 2 mol من الإلكترونات لإنتاج 1 mol من غاز الهيدروجين.

لذا، يلزم تمرير شحنة تساوي: $2 \times 96500 = 193000 \text{ C}$ لإنتاج 1 mol من غاز الهيدروجين.

$$Q = I.t$$

$$Q = 1.40 \times 15.0 \times 60 = 1260 \text{ C}$$

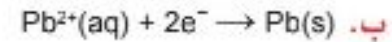
1 mol من غاز الهيدروجين يشغل حجمًا مقداره 24 L عند درجة حرارة وضغط الغرفة (r.t.p).

وبالتالي يكون حجم غاز الهيدروجين الناتج:

$$\frac{1260}{193000} \times 24 = 0.157 \text{ L}$$

ب. يوصل الجرافيت الكهربائي بسبب وجود إلكترونات غير متمركزة، يمكن أن تتحرك داخل طبقات الجرافيت، ويمتلك درجة انصهار مرتفعة؛ لذلك لا ينصهر عند درجات الحرارة المرتفعة في الخلية الإلكتروليتية، بسبب التركيب الجزيئي الضخم للروابط التساهمية القوية.

19. أ. تحمل الكاتيونات شحنة موجبة، ويحمل الكاثود شحنة سالبة، والشحنات المتعاكسة تتجاذب فيما بينها.



يتم اختزال أيونات الرصاص التي تكتسب إلكترونات، فتحدث عملية الاختزال على الكاثود دائمًا.

20. يقع الهيدروجين فوق (أعلى) الصوديوم في سلسلة قيم جهود الاختزال القياسية وبالتالي فإن قيمة جهد الاختزال القياسي لأيونات الهيدروجين أكبر من أيونات الصوديوم، لذلك فإن قدرة أيونات الهيدروجين على كسب الإلكترونات أكبر من أيونات الصوديوم.

21. أ. الأنود: اليود؛ الكاثود: الألومنيوم.
ب. الأنود: الكلور؛ الكاثود: الهيدروجين.
ج. الأنود: البروم؛ الكاثود: الهيدروجين.
د. الأنود: الأكسجين؛ الكاثود: الخارصين.

22. أ. 1. الكاثود:



2. الأنود:



ب. قد يتكوّن مخلوط من الكلور والأكسجين، وسوف تزداد نسبة الأكسجين كلما أصبح المحلول مخفّفًا أكثر.

ففي المحاليل المخففة جدًا يتكوّن الأكسجين عوضًا من الكلور عند الأنود (المصعد)؛ لأن التركيز المنخفض نسبيًا لأيونات الكلور يسمح

حل آخر

باستخدام قانون عدد المولات

$$n = \frac{Q}{z.F}$$

$$n = \frac{1260}{2 \times 96500}$$

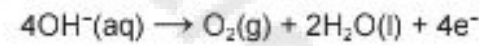
$$= 6.53 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

1 mol من غاز H_2 يشغل حجمًا مقداره 24 L عند درجة حرارة وضغط الغرفة (r.t.p). وبالتالي يكون حجم غاز الهيدروجين الناتج:

$$= \frac{1260 \times 24}{193000} = 0.157 \text{ L}$$

٢٥.

عند إجراء عملية تحليل كهربائي لمحلول من كبريتات الصوديوم، ينتج غاز الأكسجين عند الأنود من أيونات OH^- وفق نصف-المعادلة الآتية:



يتم فقد 4 mol من الإلكترونات لإنتاج 1 mol من الغاز O_2 .

$$4F = 4 \times 96500 = 386000 \text{ C} = \text{الشحنة المنتقلة}$$

$$Q = I.t = 0.70 \times 55 \times 60 = 2310 \text{ C}$$

الشحنة التي مقدارها 386000 C تُنتج 1 mol من O_2 ، أي 24 L من O_2 .

لذا، فالشحنة التي مقدارها 2310 C تُنتج:

$$\frac{2310}{386000} \times 24.0 = 0.144 \text{ L}$$

عند درجة حرارة وضغط الغرفة (r.t.p)

حل آخر

باستخدام قانون عدد المولات

$$n = \frac{Q}{z.F}$$

$$n = \frac{0.70 \times 55 \times 60}{4 \times 96500}$$

$$= 5.98 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

1 mol من غاز O_2 يشغل حجمًا مقداره 24 L عند درجة حرارة وضغط الغرفة (r.t.p).

وبالتالي يكون حجم غاز الأكسجين الناتج:

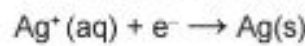
$$0.598 \times 10^{-3} \times 24$$

$$= 0.144 \text{ L}$$

٢٦. كمية الشحنة التي تم تمريرها لترسيب 0.45 g من

$$\text{الفضة: } Q = I.t = 0.15 \times 45 \times 60 = 405 \text{ C}$$

توضح معادلة عملية التحليل الكهربائي بأنه يلزم 1 mol من الإلكترونات لإنتاج 1 mol من فلز الفضة وفق نصف-المعادلة الآتية:



لترسيب 1 mol (108 g) من الفضة يلزم شحنة مقدارها:

$$\frac{108}{0.45} \times 405 \text{ C} = 97200 \text{ C/mol}$$

٢٧.

الشحنة الموجودة على مول واحد من الإلكترونات (F) $N_A =$ الشحنة الموجودة على إلكترون واحد (e)

$$N_A = \frac{96485}{1.6022 \times 10^{-19}}$$

$$N_A = 6.0220 \times 10^{23} / \text{mol} \text{ أو } \text{mol}^{-1}$$

مقرّبة إلى 5 أرقام معنوية

إجابات أسئلة نهاية الوحدة

١. أ. فولتميتر لقياس قيمة فرق جهد الخلية.

ب. قنطرة ملحية:

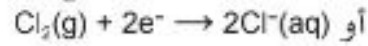
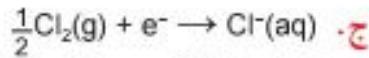
تحافظ على الاتزان الأيوني في نصفي-الخلية وتكمل الدائرة الكهربائية.

C محلول تركيزه يساوي 1.00 mol/L من أيونات Zn^{2+} أو كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ أو أملاح خارصين أخرى قابلة للذوبان.

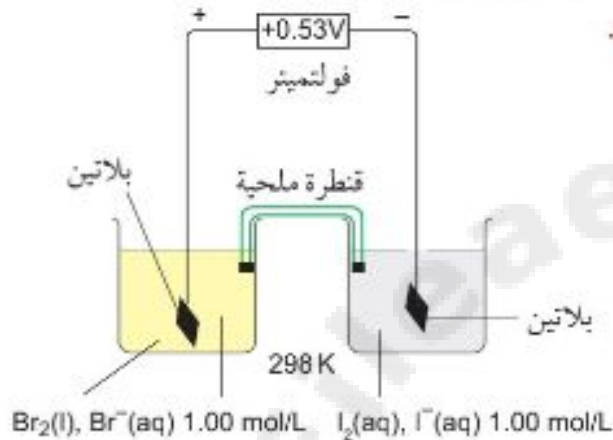
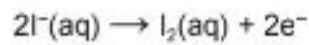
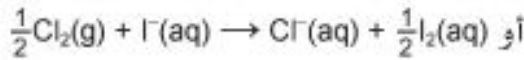
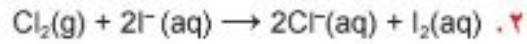
المحلول الإلكتروليتي هو الوسط (أو الوسيط) الذي يمكن للأيونات أن تنتقل من خلاله بين الأنود والكاثود.

D قطب من البلاتين، يسمح سطحه بانتقال الإلكترونات من جسيم إلى آخر، فيؤمّن التلامس الكهربائي.

يتم تمرير غاز الكلور عند ضغط يساوي 1 atm؛
درجة حرارة مقدارها 298 K.



$$E_{\text{cell}}^{\circ} = +1.36 - (+0.54) = +0.82 \text{ V} \quad \text{د. ١.}$$



قنطرة ملحية وفولتميتر؛

نصف-الخلية Br_2/Br^- تحتوي على أيونات Br^- تركيزها 1.00 mol/L، على سبيل المثال NaBr؛

نصف-الخلية I_2/I^- تحتوي على أيونات I^- تركيزها 1.00 mol/L، على سبيل المثال KI؛

قطب Pt في كل من نصفي-الخلية؛

يكون قطب Pt على تماس مباشر مع $\text{Br}(\text{l})$ كما مع $\text{Br}^-(\text{aq})$ ؛

درجة حرارة مقدارها 298 K.

ج. ينزاح في اتجاه المواد الناتجة؛ لأن قيمة جهد الخلية تكون موجبة (+).

د. Ni.

تمتلك نصف-الخلية $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{s})$ قيمة

E_r° أقل من نصف-الخلية $\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-(\text{aq})$

لذا، يمتلك Ni قابلية أكبر لفقدان الإلكترونات

من أ.

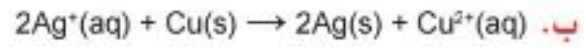
ج. تراكيز المحاليل جميعها تساوي 1.00 mol/L؛

تكون الغازات جميعها عند ضغط يساوي

100 kPa ودرجة حرارة مقدارها 298 K.

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = +0.80 - (+0.34) \quad \text{٢. ١.}$$

$$= +0.46 \text{ V}$$



ج. ١. فلز النحاس Cu؛ لأنه يفقد إلكترونات.

٢. أيونات الفضة Ag^+ ؛ لأنه يكتسب إلكترونات.

٣. تتدفق الإلكترونات عبر الدائرة الكهربائية

الخارجية من القطب السالب (قطب النحاس)

إلى القطب الموجب (قطب الفضة).

د. تزداد فولتية الخلية.

يؤدي تخفيف تركيز المحلول في نصف-الخلية

Cu^{2+}/Cu إلى خفض قيمة E_r لنصف-الخلية.

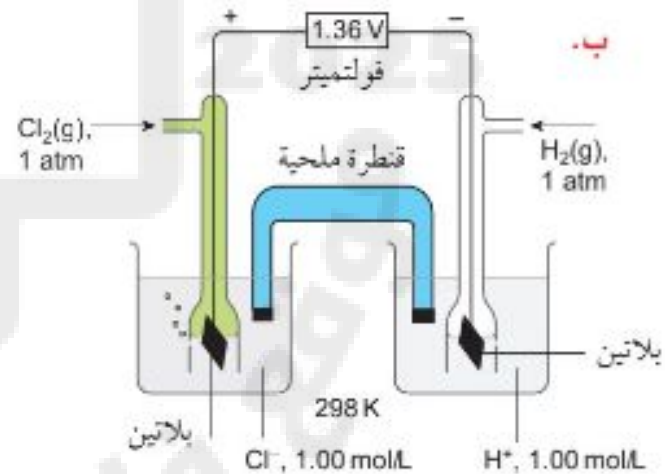
وبالتالي يزداد الفرق بين قيمتي الفولتية لنصفي-

الخلية.

٣. ١. الجهد الكهربائي الناتج عند توصيل نصف-

خلية في الظروف القياسية بقطب الهيدروجين

القياسي.



يكون قطب الهيدروجين القياسي أحد نصفي-

الخلية؛

قنطرة ملحية وفولتميتر؛

نصف-الخلية الآخر هو قطب بلاتين في

محلول من أيونات Cl^- تركيزه 1.00 mol/L، على

سبيل المثال NaCl؛

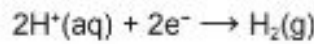
الإشارة الموجبة (+0.09 V) تعني أن التفاعل تلقائي (قابل للحدوث).

ويمكن الشرح أيضاً في ضوء العامل المؤكسد الأقوى والعامل المختزل الأقوى. فعلى سبيل المثال، في هذه الظروف، يُعدُّ $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ العامل المختزل الأقوى، ويُعدُّ $\text{Ag}^+(\text{aq})$ العامل المؤكسد الأقوى.

٧. أ. كمية الشحنة:

$$Q = I.t = 1.04 \times 6.00 \times 60 = 374.4 \text{ C}$$

ب. يتم التفاعل وفق نصف-المعادلة الآتية:



يلزم 2 mol من الإلكترونات لإنتاج 1 mol من H_2 .

$$2 \times 96500 \text{ C} = 193000 \text{ C}$$



٢. كمية الشحنة:

$$Q = I.t = 0.300 \times 40 \times 60 = 720 \text{ C}$$

الشحنة اللازمة لترسيب 1 mol من Cu:

$$720 \times \frac{63.5}{0.240} = 190500 \text{ C}$$

ولكن يلزم 2 mol من الإلكترونات لترسيب 1 mol من Cu، لهذا فإن الشحنة الموجودة على 1 mol من الإلكترونات:

$$F = \frac{190500}{2}$$

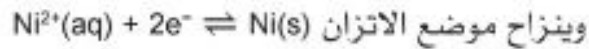
$$F = 95250 \text{ C} = 95.3 \times 10^3 \text{ C/mol}$$

٣.

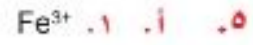
$$N_A = \frac{\text{الشحنة الموجودة على مول واحد من الإلكترونات (F)}}{\text{الشحنة الموجودة على إلكترون واحد (e)}}$$

$$\frac{95250}{1.60 \times 10^{-19}} = 5.95 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

وبالتالي ينزاح موضع الاتزان

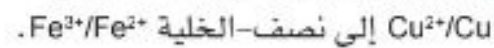


في الاتجاه العكسي.



$$E_{\text{cell}}^{\ominus} = +0.77 - (+0.34) = +0.43 \text{ V}$$

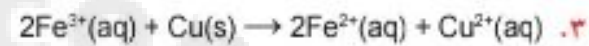
٢. تتدفق الإلكترونات من نصف-الخلية



لأن جهد الاختزال القياسي لنصف-الخلية

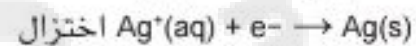


لنصف الخلية $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.



١. تزداد قيمة E_r .

٢. تنخفض قيمة E_{cell} .



$$E_r = E_r^{\ominus} - \frac{0.059}{z} \log_{10} \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

التعويض الصحيح للقيم يعطي:

$$E_r = +0.77 - \frac{0.059}{1} \log_{10} \frac{(0.02)}{(0.1)}$$

$$E_r = +0.81 \text{ V}$$

٢. لأن قيمة $Q = 1$

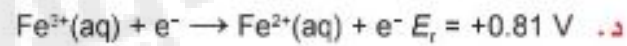
وبما أن قيمة: $\text{Log}_{10}(1) = 0$ ، لذا تكون:

$$E_r = E_r^{\ominus}, \text{ وبالتالي } 0.059 \log_{10}(1) = 0$$

ج. التعويض الصحيح للقيم يعطي:

$$E_r = +0.80 - \frac{0.059}{1} \log_{10} \frac{1}{0.05}$$

$$E_r = +0.72 \text{ V}$$



احسب قيمة جهد الخلية E_{cell} :

$$E_{\text{cell}} = +0.81 - (+0.72) = +0.09 \text{ V}$$

إجابات أسئلة كتاب التجارب العملية والأنشطة

إجابات الأنشطة

نشاط ١-٢

الملحية لا تسمح بحركة الإلكترونات بين محلولي الوعاءين.

١. أ. تزداد الفولتية؛ لأن الفضة تقع أعلى النحاس في سلسلة جهود الاختزال القياسية.
- ب. تزداد الفولتية لأن الماغنيسيوم يقع أسفل الخارصين في سلسلة جهود الاختزال القياسية.
- ج. تقل الفولتية لأن القصدير يقع أعلى الخارصين في سلسلة جهود الاختزال القياسية.
- د. تقل الفولتية لأن الحديد يقع أسفل النحاس في سلسلة جهود الاختزال القياسية.
- هـ. لن يكون هنالك أي فولتية لأن القطبين متشابهان.

١. أ. التفاعل الذي سيحدث:



ب. التفاعل الذي سيحدث:



ج. التفاعل الذي سيحدث:



د. التفاعل الذي سيحدث:



٢. أ. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$

ب. $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$

ب. تمثل المعادلة $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$ عملية الاختزال (اكتساب e^{-})

وتمثل المعادلة $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$ عملية الأكسدة (فقدان e^{-})

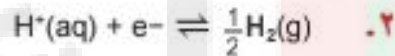
ج. Zn يتعرض للأكسدة؛ وتحدث عملية الأكسدة على الأنود دائماً لأنه أكثر نشاطاً كيميائياً من النحاس (ويملك جهد اختزال أقل من النحاس).

د. تتحرك الإلكترونات من نصف الخلية التي تحدث فيها عملية الأكسدة (الخارصين) إلى نصف الخلية التي تحدث فيها عملية الاختزال (النحاس).

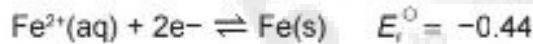
هـ. إكمال الدائرة الكهربائية مع منع التماس المباشر بين محلولي نصفي-الخلية والمحافظة على الاتزان الأيوني فيهما علماً بأن القنطرة

نشاط ٢-٢

١. ج. غاز الهيدروجين عند ضغط يساوي 100 kPa، تركيز أيونات H^{+} يساوي 1.00 mol/L، درجة الحرارة تساوي 298 K، القطب الكهربائي من البلاتين Pt.

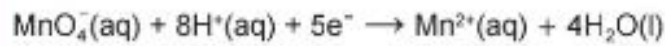


٢. في التفاعل الذي يتم وفق المعادلة الآتية:

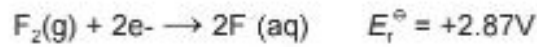


كلما كانت قيمة جهد القطب الكهربائي منخفضة كان من الصعب اختزال الأيونات الموجودة على الطرف الأيسر من نصف-المعادلة. وبالتالي سيكون الفلز الموجود على الطرف الأيمن من نصف المعادلة عاملاً مختزلاً قوياً نسبياً. ويكون أيونه الموجود على الطرف الأيسر عاملاً مؤكسداً ضعيفاً نسبياً.

د. $1.47 - (-0.25) = +1.72 \text{ V}$
 ٤. أ. فلز الخارصين
 ب. أيون الخارصين
 ج. فلز النحاس
 د. أيون النحاس (II)

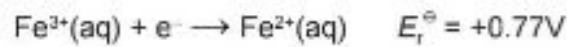
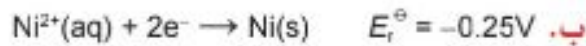


$E_r^\ominus = +1.52\text{V}$



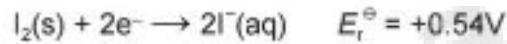
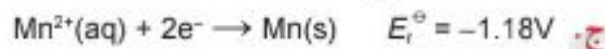
$+1.52\text{V} - 2.87\text{V} = -1.35\text{V}$

التفاعل غير تلقائي (أو غير قابل للحدوث)



$0.77 - (-0.25) = +1.02\text{V}$

التفاعل تلقائي (أو قابل للحدوث)



$-1.18\text{V} - 0.54\text{V} = -1.72\text{V}$

التفاعل غير تلقائي (أو غير قابل للحدوث)

نشاط ٢-٤

١. أ. ينزاح موضع الاتزان جهة اليمين، لذا تزداد قيمة $E_r^\ominus$ لتصبح أكبر من -0.76 V .

ب. ينزاح موضع الاتزان جهة اليسار، لذا تنخفض قيمة $E_r^\ominus$ لتصبح أقل من -0.76 V .

ج. زيادة تركيز أيونات Cr^{2+} تؤدي إلى انزياح موضع الاتزان جهة اليسار، لذا تنخفض قيمة $E_r^\ominus$ لتصبح أقل من -0.41 V .

د. لا يوجد أي تأثير؛ لأن تراكيز الأيونات متساوية فتلغى التغيرات بعضها بعضاً.

٢. R هو ثابت الغاز، وقيمته تساوي 8.314 J/mol.K

E_r هو جهد الاختزال في ظروف غير قياسية.

F هو ثابت فارادي بوحدة الكولوم لكل مول (96500 C/mol)

$\log_{10}$ هو اللوغاريتم العشري.

٤. أ. فلز الخارصين

ب. أيون الخارصين

ج. فلز النحاس

د. أيون النحاس (II)

٥. أ. $\text{V}^{2+}(\text{aq})$

ب. $\text{Cl}_2(\text{g})$

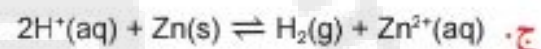
ج. لأن جهد الاختزال القياسي للكلور أكبر من جهد الاختزال القياسي لليود.

د. لأن جهد الاختزال القياسي لليود أقل من جهد الاختزال القياسي للبروم.

نشاط ٢-٣

١. أ. تُختزل الأيونات H^+ بسهولة أكثر من الأيونات Zn^{2+} لأنها تمتلك قيمة $E_r^\ominus$ أكبر.

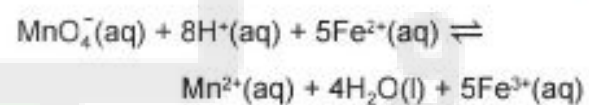
ب. أيونات H^+



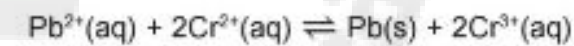
٢. أ. $\text{Cl}_2(\text{g})$



ب. $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$



ج. $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$



د. $\text{Br}_2(\text{l})$



٣. أ. باستخدام العلاقة الآتية:

$E_{\text{cell}}^\ominus = E_r^\ominus(\text{Cathode}) - E_r^\ominus(\text{Anode})$

$1.36 - 0.80 = +0.56 \text{ V}$

ب. $-0.13 - (-0.76) = +0.63 \text{ V}$

ج. $0.80 - 0.54 = +0.26 \text{ V}$

$$E_r = -0.76 - \frac{0.059}{2} \log_{10}\left(\frac{1}{2.0}\right)$$

$$= -0.75 \text{ V}$$

مقربة إلى رقمين معنويين

ب. المادة الناتجة هي الفلز، الذي لا يتغير تركيزه لأنه موجود في الحالة الصلبة.

نشاط ٢-٥

١. أ. القطب الكهربائي الأيمن، لأنه سالب.

ب. الأيونات تمتلك شحنة سالبة؛ أمّا الأنود فشحنته موجبة. الشحنات المتعاكسة تتجاذب فيما بينها.

ج. لأن الأيونات لا تكون حرة الحركة أو تكون ثابتة في مواقعها في الشبكة البلورية.

د. - توصّل الكهرباء.

- خاملة لا تتفاعل مع الإلكتروليت.

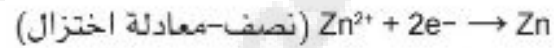
هـ. من الأنود إلى الكاثود أو من القطب الكهربائي الموجب إلى القطب الكهربائي السالب.

و. تكون الإلكترونات الخارجية غير المتمركزة لذرات الفلز حرة الحركة.

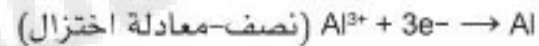
٢. أ.



ب.



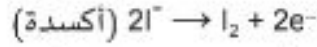
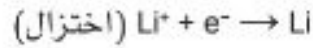
ج.



د.



هـ.



٣. أ. الأنود: غاز الكلور؛ لأن المحلول مركّز.

الكاثود: غاز الهيدروجين؛ لأنه يقع فوق الصوديوم في سلسلة نزع الشحنات / حيث تكتسب أيونات H^+ الإلكترونات بسهولة أكثر.

ب. الأنود: الأكسجين؛ لأن المحلول مخفف جداً.

ينتج مخلوط من الكلور والأكسجين؛ لأن أيونات Cl^- تقع بالقرب من أيونات OH^- في سلسلة نزع الشحنات.

الكاثود: الهيدروجين؛ لأنه يقع فوق الصوديوم في سلسلة نزع الشحنات/حيث تكتسب أيونات H^+ الإلكترونات بسهولة أكثر.

ج. الأنود: الأكسجين؛ لأنه يقع تحت أيونات

SO_4^{2-} في سلسلة نزع الشحنات/حيث تتم عملية التحليل الكهربائي لأيونات OH^- التي تأتي من الماء.

الكاثود: الهيدروجين؛ لأن أيونات H^+ هي الأيونات الموجبة الوحيدة في المحلول.

د. الأنود: الأكسجين؛ لأنه يقع تحت أيونات

SO_4^{2-} في سلسلة نزع الشحنات/حيث تتم عملية التحليل الكهربائي لأيونات OH^- التي تأتي من الماء.

الكاثود: النحاس؛ لأنه يقع فوق أيونات H^+ في سلسلة نزع الشحنات.

هـ. الأنود: الكلور؛ لأن المحلول مركّز؛ لذا سيتم

أكسدة الكلوريد تفضيلاً بدلاً من الهيدروكسيد.

الكاثود: الهيدروجين؛ لأن أيونات H^+ هي الأيونات الموجبة الوحيدة في المحلول.

و. الأنود: الأكسجين؛ لأنه تتم عملية التحليل الكهربائي لأيونات OH^- التي تأتي من الماء.
الكاثود: الفضة؛ لأن Ag^+ يقع فوق أيونات H^+ في سلسلة نزاع الشحنات.

نشاط ٢-٦

١. أ. $0.200 \times 96\,500 = 19\,300\text{ C}$

ب. لترسيب 1 mol من Al نحتاج إلى:

$$3 \times 96\,500 = 289\,500\text{ C}$$

ولترسيب 5 mol نحتاج إلى:

$$5 \times 289\,500 = 1\,447\,500\text{ C}$$

ج. لترسيب 1 mol من Pb نحتاج إلى:

$$2 \times 96\,500 = 193\,000\text{ C}$$

ولترسيب 0.4 mol نحتاج إلى:

$$0.400 \times 193\,000 = 77\,200\text{ C}$$

٢. أ. الخطوة ١: الشحنة المنتقلة:

$$Q = 3 \times 10 \times 60 = 1800\text{ C}$$

الخطوة ٢: كمية الشحنة اللازمة لترسيب 1 mol

$$Q = 2 \times 96\,500 = 193\,000\text{ C}; \text{Cu من}$$

الخطوة ٢: عدد مولات Cu المترسبة $\frac{\text{الخطوة ١}}{\text{الخطوة ٢}}$:

$$n = 9.326 \times 10^{-3}\text{ mol}$$

الخطوة ٤: كتلة النحاس المترسبة:

$$m = 9.326 \times 10^{-3} \times 63.5 = 0.59\text{ g}$$

ب. الشحنة المنتقلة:

$$Q = 0.90 \times 10 \times 60 = 540\text{ C}$$

كمية الشحنة اللازمة لترسيب 1 mol من Ag:

$$= 1 \times 96\,500 = 96\,500\text{ C}$$

$$\frac{540}{96\,500} = \text{عدد مولات Ag المترسبة}$$

$$= 5.596 \times 10^{-3}\text{ mol}$$

كتلة Ag المترسبة:

$$5.596 \times 10^{-3} \times 107.9 = 0.60\text{ g}$$

ج. الشحنة المنتقلة:

$$Q = 0.50 \times 30 \times 60 = 900\text{ C}$$

كمية الشحنة اللازمة لترسيب 1 mol من Pb:

$$2 \times 96\,500 = 193\,000\text{ C}$$

$$\frac{900}{193\,000} = \text{عدد مولات Pb المترسبة}$$

$$4.663 \times 10^{-3}\text{ mol}$$

كتلة الرصاص المترسبة =

$$4.663 \times 10^{-3} \times 207.2 = 0.97\text{ g}$$

د. الشحنة المنتقلة:

$$Q = 0.15 \times 20 \times 60 = 180\text{ C}$$

كمية الشحنة اللازمة لتكوين 1 mol من O_2

$$4 \times 96\,500 = 386\,000\text{ C}$$

$$\frac{180}{386\,000} = \text{عدد مولات } \text{O}_2 \text{ المتكوّنة}$$

$$= 4.663 \times 10^{-4}\text{ mol}$$

كل 1 mol من O_2 يشغل 24.0 L عند درجة

حرارة وضغط الغرفة (r.t.p)

لذلك يكون حجم O_2 يساوي:

$$4.663 \times 10^{-4} \times 24 = 0.011\text{ L} = 11\text{ mL}$$

٣. الشحنة المنتقلة:

$$Q = 0.07600 \times 90 \times 60 = 410.4\text{ C}$$

$$\frac{0.4600}{107.9} = \text{عدد مولات Ag المترسبة}$$

$$= 4.2632 \times 10^{-3}\text{ mol}$$

بما أن أيونات Ag^+ تمتلك شحنة منفردة، فإن قيمة

الشحنة الموجودة على مول واحد من الإلكترونات

(F) تساوي:

$$\frac{410.4}{4.2632 \times 10^{-3}} = 96\,265.7\text{ C/mol}$$

$$N_A = \frac{96\,265.7}{1.6 \times 10^{-19}} = 6.009 \times 10^{23} / \text{mol}^{-1}$$

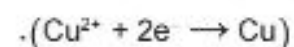
٤. تتم عملية التحليل الكهربائي لمحلول من كبريتات

النحاس (II) بين قطبين كهربائيين من النحاس

لمدة زمنية معلومة (على سبيل المثال 40 دقيقة)

مع الحفاظ على ثبات شدة التيار الكهربائي.

حدّد الزيادة في كتلة الكاثود (أو النقصان في كتلة الأنود)، واحسب عدد مولات النحاس المترسبة. احسب كمية الشحنة الكهربائية التي تمّ تمريرها بوحدة الكولوم باستخدام العلاقة $Q = I.t$ (تقاس t بالثواني)، ثم احسب كمية الشحنة الكهربائية اللازمة لترسيب 1 mol من النحاس. اقسّم القيمة التي حصلت عليها على 2 للحصول على قيمة F (لأن ترسيب كل 1 mol من النحاس يحتاج إلى 2 mol من الإلكترونات وفق نصف-المعادلة:



إجابات الاستقصاءات العملية

استقصاء عملي ١-٢: مقارنة فولتية (الجهد الكهربائي) للخلايا الكهروكيميائية (الخلايا الجلفانية)

المدة

سوف يستغرق هذا الاستقصاء العملي مدة 30 دقيقة. كذلك سوف تستغرق أسئلة التحليل والاستنتاج والتقويم مدة 15 دقيقة.

التحضير للاستقصاء

- قبل البدء بالتجربة، يجب أن يكون الطلبة على دراية بالمصطلحات المستخدمة في وصف الخلايا الكهروكيميائية، مثل نصف-خلية، قنطرة ملحية، القطبية.
- قبل تنفيذ الاستقصاء، من المفيد تقديم عرض عملي لتفاعل الخارصين مع كبريتات النحاس (II)، وتفاعل الخارصين مع كبريتات الحديد (II)، وتفاعل مسحوق الحديد مع كبريتات النحاس (II)، حيث يوضح ذلك النشاط الكيميائي النسبي لكل من الخارصين والنحاس والحديد.

ستحتاج إلى

المواد والأدوات:	
• فولتمتر (مقياس الفولتية)	• رقاقة من الخارصين (2 × 6 cm)
• كؤوس زجاجية سعة 100 mL عدد 3	• رقاقة من النحاس (2 × 6 cm)
• أسلاك توصيل عدد 2	• 50 mL من محلول كبريتات النحاس (II) بتركيز 1.0 mol/L
• مشبك أسنان تمساح عدد 2	• 50 mL من محلول كبريتات الخارصين بتركيز 1.0 mol/L
• ورقنا ترشيح قطر 10 cm، مغموسان في محلول	• 50 mL من محلول حمضي من كبريتات الحديد (II) بتركيز 1.0 mol/L
• مشبع من نترات البوتاسيوم KNO ₃ (قنطرة ملحية)	• قفازات بلاستيكية
• قطب حديد	• ماء مقطر في زجاجة غسيل
• قطب خارصين عدد 2	
• قطب نحاس عدد 2	

ملاحظات ونصائح إضافية

- قد تحتاج إلى الاتصال بقسم الفيزياء للحصول على أجهزة الفولتمتر ومكونات كهربائية أخرى.
- يعمل مسمار الحديد الكبير والقديم بشكل أفضل؛ أما مسامير الحديد الحديثة واللامعة فلا تعمل كما يجب.

احتياطات الأمان والسلامة

- يجب على الطلبة ارتداء نظارات واقية للعينين أثناء إجراء التجربة.
- تُعدّ المواد الصلبة: كبريتات النحاس (II)، وكبريتات الخارصين، وكبريتات الحديد (II) موادّ ضارة ومهيّجة، وينطبق الشيء نفسه على محاليل كبريتات النحاس (II)، وكبريتات الخارصين وكبريتات الحديد (II) التي يساوي تركيز كل منها 1.0 mol/L.
- يحرص الطلبة على عدم إثارة أي غبار فلزي عند تنظيف الأقطاب.
- يُعدّ محلول نترات البوتاسيوم منخفض الخطورة ولكن المادة الصلبة منه هي عامل مؤكسِد.

توجيهات حول الاستقصاء

- يقارن الطلبة بين فولتية ثلاث خلايا كهروكيميائية ويتنبّأون بقطبية كل نصف-خلية منخرطة فيها.
- يجب أن يتأكد الطلبة من أن النحاس، والخارصين، ومسامير الحديد نظيفة قدر الإمكان، فوجود أية دهون أو أوساخ على الأقطاب قد يودّي إلى تسجيل قراءات فولتية غير صحيحة.
- نبّه الطلبة إلى عدم ترك مشابك أسنان التماسح تنغمس في المحلول، إذ إنها قد تتغيّر قليلاً في قيمة الفولتية.
- يكون محلولاً كبريتات الخارصين، وكبريتات الحديد (II) عديمي اللون، لذا تأكّد من عنونة الطلبة لهذين المحلولين.
- قد يحتاج بعض الطلبة إلى المساعدة في تسجيل قراءة ثابتة على جهاز الفولتميتر.
- قد يحتاج طلبة آخرون إلى المساعدة في تحديد القطبين السالب والموجب للخلية.
- يمكن للطلبة الذين يتمتعون بقدرات أعلى أن يستخدموا الكتب أو الشبكة الدولية للاتصالات (الإنترنت) للتعرف على استخدام "مخططات الخلية" كطريقة مختصرة لتمثيل الخلايا الكهروكيميائية.

المفاهيم الخاطئة وسوء الفهم لدى الطلبة

أحد الأخطاء الشائعة هو نسيان تحويل البيانات إلى وحدات القياس الصحيحة. فعلى سبيل المثال، في الجزئية أ، يجب تحويل وحدة قياس الزمن من دقائق إلى ثوان.

عيّنة نتائج

يزوّدنا الجدول (١-٢) بالنتائج التي قد يحصل عليها الطلبة في هذا الاستقصاء.

الخلية الكهروكيميائية	قيم E_{cell} (V)
نحاس/خارصين	+1.10
خارصين/حديد	+0.32
حديد/نحاس	+0.78
نحاس/خارصين	+1.00
خارصين/حديد	+0.20
حديد/نحاس	+0.60

الجدول ١-٢

إجابات أسئلة كتاب التجارب العملية والأنشطة (باستخدام عينة نتائج)

$$1.0 - 0.20 = 0.8 \text{ V} \quad 1.$$

٢. الخلية أ: الخارصين سالب، والنحاس موجب؛ الخلية ب: الخارصين سالب، والحديد موجب؛ الخلية ج: الحديد سالب والنحاس موجب.

٣. الخارصين: العامل المختزل الأقوى وفق سلسلة جهود الاختزال القياسية فهو يُطلق الإلكترونات بسهولة أكثر من الفلزّين الآخرين.

٤. لإزالة طبقة الأكسيد أو الصدأ الموجودة على سطح الفلز.

٥. حتى لا يكون هنالك أي (تلوث) من المحاليل السابقة.

٦. تكون القيمة التجريبية أقل من القيمة الفعلية (التي تمّ التنبؤ بها)، فالحديد لم يكن نقيًا / تمّ استخدام الفولاذ عوضًا من الحديد، وقد يتأكسد محلول كبريتات الحديد (II) في الهواء، يُسمح بالإجابة الآتية أيضًا: يمتلك مسمار الحديد مساحة سطح مختلفة عن رقاقة النحاس.

٧. قد تتغير درجة الحرارة أثناء التجربة. أي أن درجة الحرارة ليست ثابتة وقياسية عند 25°C (298 K).

استقصاء عملي ٢-٢: تحديد ثابت فارادي

المدة

سوف يستغرق هذا الاستقصاء العملي مدة 90 دقيقة على الأقل، ويمكن الاستفادة من الفاصل الزمني الطويل المطلوب لإعداد التجربة عبر إعطاء الطلبة بعض المهام ذات الصلة كي يقوموا بها (على سبيل المثال بعض الأسئلة حول التحليل الكهربائي). كذلك سوف تستغرق أسئلة التحليل والاستنتاج والتقويم مدة 20 دقيقة.

التحضير للاستقصاء

- يجب أن يمتلك الطلبة بعض الخبرة حول التحليل الكهربائي من دراساتهم السابقة.
- قبل البدء بالتجربة، يجب أن يكون الطلبة على دراية بكيفية وزن قطعة فلز بدقة وبكيفية استخدام جهاز المقاومة الكهربائية المتغيرة للتحكم بالتيار الكهربائي.

ستحتاج إلى

المواد والأدوات:	
• أميتر أو مقياس شدة التيار الكهربائي (0 - 1 A)	• ساعة إيقاف إلكترونية
• جهاز مقاومة كهربائية متغيرة، 100 (أوم)	• قفازات بلاستيكية
• مصدر جهد أو بطارية	• ملقط نظيف
• مفتاح تشغيل وإيقاف كهربائي	• ميزان رقمي يقرأ حتى منزلتين عشريتين على الأقل
• أسلاك توصيل عدد 5	• ماء مقطر في زجاجة غسيل
• كأس زجاجية سعة 150 mL	• محلول حمض النيتريك تركيزه 2 mol/L
• حامل حديد كامل	• إيثانول
• قطب نحاس عدد (2)	• 100 mL من محلول كبريتات النحاس (II) تركيزه 0.5 mol/L
• مشبك أسنان تمساح عدد 2	

ملاحظات ونصائح إضافية

- من المحتمل أن تحتاج إلى الاتصال بقسم الفيزياء للحصول على أجهزة المقاومة الكهربائية المتغيرة، والأميتر ومكونات كهربائية أخرى. إذا كانت الأجهزة المطلوبة قليلة، يمكن إجراء التجربة كعرض عملي من قبل المعلم بمساعدة من بعض الطلبة الذين يقومون بعمليات مختلفة.
- يتم تحضير 100 mL من محلول كبريتات النحاس (II) (الإلكتروليت) بإذابة 12.5 g من كبريتات النحاس (II) خماسي الماء في 92 g من الماء المقطر، ثم إضافة 3 mL من حمض الكبريتيك تركيزه 2.0 mol/L، و 5 mL من الإيثانول. ويمكن زيادة هذه الكمية بما يتناسب مع عدد الطلبة أو المجموعات التي تنفذ التجربة.
- إذا لم تكن الكؤوس الزجاجية سعة 150 mL متوفرة، يمكن تنفيذ هذه التجربة باستخدام كؤوس زجاجية سعة 250 mL واستخدام 150 mL من محلول كبريتات النحاس (II).
- يمكن تحضير حامل الأقطاب الكهربائية من قطعة صغيرة من الورق المقوى السميك أبعادها 3 cm x 5 cm، مع شقين لتثبيت رقائق النحاس في أماكنها. وعوضاً من ذلك، يمكن استخدام أقطاب كهربائية أطول قليلاً (على سبيل المثال 8 cm x 2 cm)، بحيث يمكن ثني قمة الأقطاب ولفها حول السطح الخارجي للكأس الزجاجية.
- يجب وضع الملاقط بالقرب من حمض النيتريك والإيثانول للتنظيف.

⚠ احتياطات الأمان والسلامة

- يجب على الطلبة ارتداء نظارات واقية للعينين أثناء إجراء التجربة.
- تُعدّ كبريتات النحاس (II) مادة ضارة.
- يُعدّ حمض النيتريك المخفف مادة مهيجة.
- يُعدّ الإيثانول سريع الاشتعال.
- تُعدّ حواف الرقائق الفلزية حادة، فتعامل معها بحذر.

توجيهات حول الاستقصاء

- يحدد الطلبة ثابت فارادي عن طريق قياس الزيادة في كتلة كاثود النحاس أثناء التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات النحاس (II). بعد ذلك، يقومون بحساب قيمة ثابت فارادي.
- وبسبب الفاصل الزمني الطويل عند الإعدادات للتجربة، قد ينسى بعض الطلبة ملاحظة قراءات الأميتر في مدد زمنية محددة، وتعديل جهاز المقاومة الكهربائية المتغيرة وفقاً لذلك.
- الكثير من الطلبة لا يمتلكون الحد الأدنى من الخبرة لوزن المواد بشكل صحيح ودقيق. وبما أن الميزان المستخدم حساس إلى حد ما، يجب لفت انتباه الطلبة إلى ضرورة الحد من التيارات الهوائية على كفة الميزان، ومن حركة الطاولة التي تحمل الميزان.
- قد يضع بعض الطلبة الأقطاب الكهربائية في الكأس الزجاجية بشكل زاوية مائلة، ما يؤدي إلى انزلاقها وتلامسها، وبالتالي إلى حدوث تماس وقطع للتيار الكهربائي. ويمكن منع حدوث ذلك بثني قمة كل رقاقة فلزية على حافة الكأس الزجاجية.
- يُعدّ تقليل حركة الكاثود لأدنى حد ممكن أساسياً، لأن بعض النحاس المترسب يلتصق بشكل سيئ بسطح الكاثود، ومن المحتمل أن يسقط بعضه. ويُعدّ أساسياً أيضاً في نهاية التحليل الكهربائي أن تتم إزالة كاثود النحاس بعناية، وغسله بعناية شديدة، بحيث يكون هناك فقدان لكمية قليلة جداً من الترسبات. وعلى الرغم من أنه كان من الأفضل إجراء هذه التجربة عن طريق تحديد الكمية المفقودة من كتلة الأنود، إلا أن الطريقة الأولى تُستخدم لكي يستطيع الطلبة الإجابة عن السؤال ١٠.
- قد يحتاج بعض الطلبة إلى مساعدة في إعداد الجهاز وفي ضبط جهاز المقاومة الكهربائية المتغيرة، لذا يمكن أن تأخذ في الاعتبار إعداد الجهاز لهم، ومساعدتهم في عمليتي الوزن والغسل.
- قد يحتاج بعض الطلبة إلى مساعدة في الجزئية د المتعلقة بالحسابات، من حيث إنه يجب أخذ الشحنة الموجودة على أيون Cu^{2+} بالحسبان.
- يمكن وضع الطلبة الذين يتمتعون بقدرات أعلى ضمن مجموعات لاختبار الأفضلية النسبية لوزن الأنود عوضاً من الكاثود، أو يتم سؤالهم عن كيفية اختلاف الجهاز والحسابات إذا تم استخدام رقائق من الفضة.

المفاهيم الخاطئة وسوء الفهم لدى الطلبة

أحد الأخطاء الشائعة هو نسيان تحويل البيانات إلى وحدات القياس الصحيحة. فعلى سبيل المثال، في الجزئية أ، يجب تحويل وحدة قياس الزمن من دقائق إلى ثوان.

عينّة نتائج

يزودنا الجدول ٢-٢ بالنتائج التي قد يحصل عليها الطلبة في هذا الاستقصاء.

الكتلة الابتدائية للكاثود	الكتلة النهائية للكاثود
7.63 g	7.80 g

الجدول ٢-٢

إجابات أسئلة كتاب التجارب العملية والأنشطة (باستخدام عينة نتائج)

١. الشحنة: $Q = 0.2 \text{ A} \times 45 \times 60 \text{ s} = 540 \text{ C}$
٢. عدد مولات النحاس المترسبة = $\frac{\text{كتلة المترسبة النحاس}}{A_{\text{للنحاس}}} = \frac{7.80 - 7.63}{63.5} = 2.677 \times 10^{-3} \text{ mol}$
٣. 2 mol
٤. ثابت فارادي = $\frac{\text{الشحنة التي مرت}}{\text{عدد مولات النحاس المترسبة}} = \frac{540}{5.35 \times 10^{-3}} = \frac{1}{2} \times 100935 \text{ C/mol}$
٥. لون وردي فاتح على الكاثود (المهبط)، يكون الأنود أنظف ولونه أفتح، وجود كمية قليلة من المادة المترسبة على الكاثود (بشكل عام، يمكن رؤيتها إذا كانت شدة التيار مرتفعة).
٦. لا يترسب النحاس كله على الكاثود، فقد يتم فقدانه أثناء غسله. لهذا يكون عدد مولات النحاس المحسوبة أقل، وبالتالي يكون ناتج قسمة الشحنة التي مرت على عدد مولات النحاس المترسبة أكبر.
٧. سيكون ناتج طرح الكتلة الابتدائية من الكتلة النهائية كبيراً جداً، لذا سيكون عدد مولات النحاس المترسبة كبيراً جداً، عندها سيكون ناتج قسمة الشحنة التي مرت على عدد مولات النحاس المترسبة (ثابت فارادي) صغيراً جداً.
٨. يُستخدم حمض النيتريك لإزالة الشوائب التي تمنع التصاق النحاس بالكاثود، أو لإزالتها عن الأنود / يتفاعل حمض النيتريك مع الشوائب الأيونية ويزيلها. يُزيل الإيثانول المياه المتبقية بسهولة؛ يُسمح بالإجابة الآتية: يُستخدم الإيثانول لإزالة الشوائب الدهنية.
٩. لقد كانت قراءة الأميتر غير ثابتة، إذ يجب ضبط (التحكم) بالتغيرات في درجة الحرارة خلال تنفيذ التجربة (بسبب تأثير التسخين من التيار الكهربائي). تؤدي إزالة بعض النحاس من الكاثود أثناء غسله إلى حدوث أخطاء.
١٠. لأن فقدان النحاس من الأنود يكون محدداً بدقة في حين أنه لا يترسب جميعه على الكاثود (قد يفقد بعضه أثناء غسله).

استقصاء عملي ٣-٢: تغيير تركيز الأيونات في خلية كهروكيميائية

١. فولتميتر (مقياس الفولتية) ذو مقاومة مرتفعة
 كؤوس زجاجية سعة 100 mL عدد 4
 سلك توصيل عدد 2
 مشبك أسنان تمساح عدد 2
 كؤوس زجاجية سعة 100 mL عدد 2
 شرائط ورق الترشيح (قياس $10 \times 1 \text{ cm}$) عدد 2، مغموسة في محلول مشبع من نترات البوتاسيوم KNO_3
 ماء مقطر في زجاجة غسيل ومناديل ورقية
 سحاحة (للماء المقطر)
 قمع لتعبئة السحاحة
 قفازات بلاستيكية
 ورق صنفرة

سحاحة أو ماصة مدرجة

شريط من النحاس (2 × 6 cm) عدد 2

شريط من الخارصين (2 × 6 cm)

100 mL من محلول كبريتات النحاس (II) بتركيز 1.0 mol/L

50 mL من محلول كبريتات الخارصين بتركيز 1.0 mol/L

٢. أ. نظف أشرطة النحاس والخارصين بورق السمبادج (الصنفرة).

ب. قم بإعداد الجهاز (كما في الاستقصاء العملي ٢-٢) من نصف-خلية من الخارصين، ونصف-خلية من النحاس تحتوي على محلول من كبريتات النحاس (II) تركيزه 1.0 mol/L .

ج. قم بتوصيل نصفَي-الخليتين بوساطة قنطرة ملحية مكوّنة من شريط ورقة ترشيح مغموسة في محلول مشبع من نترات البوتاسيوم، وبوساطة الدائرة الكهربائية الخارجية.

د. دوّن قيمة الفولتية الثابتة التي تظهر على جهاز الفولتميتر.

هـ. أزل شريط النحاس واغسله بالماء المقطر، ثم جففه باستخدام منديل ورقي.

و. استخدم السحاحة أو الماصة المدرجة لتحضير محلول من كبريتات النحاس (II) تركيزه 0.5 mol/L عن طريق أخذ 25 mL من محلول كبريتات النحاس (II) تركيزه 1.0 mol/L وإضافة 25 mL من الماء المقطر إليه بوساطة السحاحة.

ز. كرّر الخطوات ٣ و ٤ باستخدام محلول كبريتات النحاس (II) تركيزه 0.5 mol/L. استخدم قنطرة ملحية جديدة.

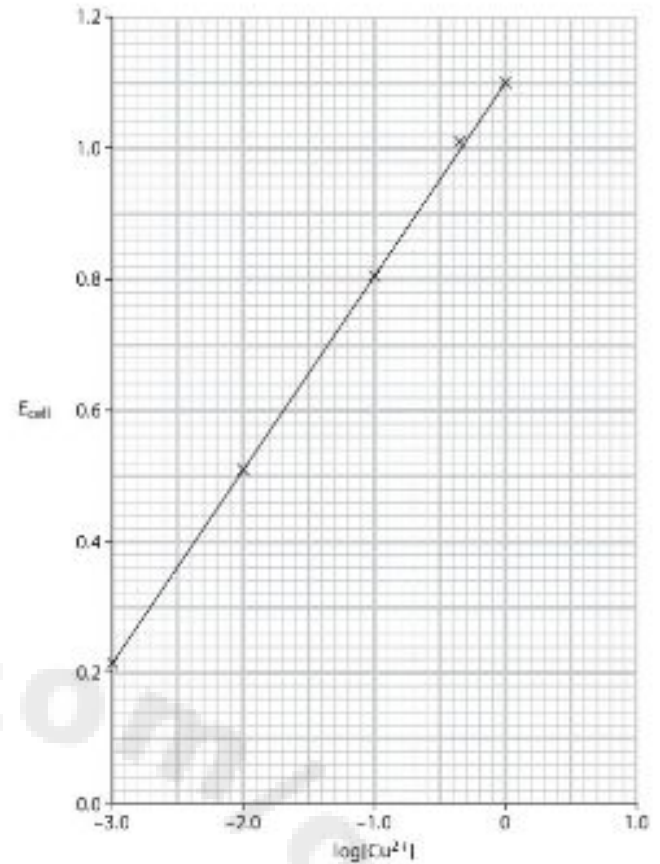
ح. كرّر التجربة باستخدام محلول كبريتات النحاس (II) تركيزه 0.1 mol/L، ثم محلول تركيزه 0.01 mol/L، وأخيراً محلول تركيزه 0.001 mol/L.

٣.

E_{cell} (V)	$\log_{10}[\text{Cu}^{2+}]$	$[\text{Cu}^{2+}]$ (mol/L)
1.10	0.00	1.0
1.09	-0.30	0.5
0.81	-1.00	0.1
0.51	-2.00	0.01
0.22	-3.00	0.001

٤. المتغير التابع هو الفولتية، E_{cell} .

المتغير المستقل هو تركيز أيونات Cu^{2+} .



٥.

٦. توضح قيمة E_{cell} علاقة خطية موجبة مع $\log_{10}[Cu^{2+}]$ أو علاقة طردية.

٧. قيمة $\log_{10}(0.05)$ تساوي -1.30 وهذا يجب أن يعطي قيمة E_{cell} تساوي 0.72 V.

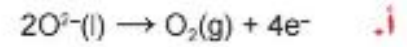
٨. تمتلك السحاحة دقة في القراءة تصل إلى ± 0.05 mL، في حين أن المخبر المدرج يمتلك دقة في القراءة أقل من ذلك بكثير. لهذا تكون الأخطاء في القياسات أقل باستخدام السحاحة.

٩. يمكن أن تؤدي عمليات التخفيف المتسلسل إلى أخطاء لا يمكن التنبؤ بها، حيث يمكن أن يلغى بعضها بعضاً؛ لأن الخطأ في التخفيف الأول قد يؤدي إلى الحصول على قيمة تركيز أقل من القيمة التي ينبغي الحصول عليها. وقد يؤدي الخطأ في التخفيف الثاني إلى الحصول على قيمة تركيز أكبر من القيمة التي ينبغي الحصول عليها. وبالتالي يمكن أن يلغيا بعضهما بعضاً. وإذا تم ارتكاب خطأ ثابت، كأن يكون التخفيف كبيراً جداً في كل مرة، عندها يتضخم التأثير مع كل عملية تخفيف.

١٠. زن كمية صغيرة ومحسوبة من كبريتات النحاس (II) وضعها في وعاء الوزن باستخدام ميزان يعطي قيمة الكتلة إلى أقرب ثلاث منازل عشرية. ثم انقل كبريتات النحاس (II) من وعاء الوزن إلى كأس زجاجية صغيرة، وأعد وزن وعاء الوزن الفارغ. أذب كبريتات النحاس (II) في كمية ضئيلة من الماء المقطر في كأس زجاجية صغيرة، ثم انقل المحلول إلى دورق حجمي سعته 1 L، واغسل الكأس الزجاجية عدة مرات بالماء المقطر وانقلها إلى الدورق الحجمي في كل مرة. أضف الماء المقطر إلى الدورق الحجمي حتى يصل إلى خط التدرج الموجود على عنق الدورق الحجمي، ثم قم برج المحلول كي يصبح متجانساً.

إجابات أسئلة نهاية الوحدة

السؤال ١



ب. $n(\text{O}_2) = \frac{V}{24} = \frac{56 \times 10^{-3}}{24} = 2.333 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$Q = 4 \times 96\,500 \times 2.333 \times 10^{-3}$
 $= 900.5 \text{ C}$

ج. كمية الشحنة: $Q = I \cdot t$

$Q = 2.6 \times 10 \times 60 = 1560 \text{ C}$

الشحنة اللازمة لمول واحد من Al_2O_3 تساوي:

$Q = 3 \times 96500 = 289500 \text{ C}$

عدد مولات Al الناتجة

$\frac{1560}{289500} = 5.3886 \times 10^{-3} \text{ mol}$

كتلة $\text{Al} = 5.3886 \times 10^{-3} \times 27 = 0.15 \text{ g}$

حل آخر

باستخدام العلاقة $m = \frac{QM_r}{z.F}$

$m = \frac{1560 \times 27}{3 \times 96500}$

$m = 0.15 \text{ g}$

د. لأن الأيونات تكون ثابتة في مواقعها في الشبكة البلورية، لا يمكنها أن تتحرك بحرية.

هـ. ١. الهيدروجين

يتم نزع شحنات الأيونات H^+ بسهولة أكثر من Zn^{2+}

أو تكتسب الأيونات H^+ الإلكترونات بسهولة أكثر من Zn^{2+} .

٢. ينتج الأكسجين من أكسدة أيونات OH^- ، وتُعدّ الأيونات Cl^- قريبة من الأيونات OH^- في سلسلة جهود الاختزال القياسية، ولأن المحلول مخفف، لهذا يتكوّن مخلوط من الغازين Cl_2 و O_2 .

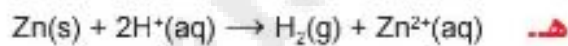
السؤال ٢

أ. هو الجهد الكهربائي الناتج عند توصيل نصف-خلية في الظروف القياسية بقطب الهيدروجين القياسي.

ب. إكمال الدائرة الكهربائية ومنع التماس المباشر بين محلولي نصفي-الخلية والمحافظة على الاتزان الأيوني فيهما.

ج. 1.00 mol/L من أيونات الخارصين
 298 K و 100 kPa

د. يكون تركيز أيونات H^+ 1.00 mol/L
قطب Pt مغطى بالبلاطين الأسود
يتم تمرير الغاز H_2 فوق Pt عند ضغط يساوي 100 kPa

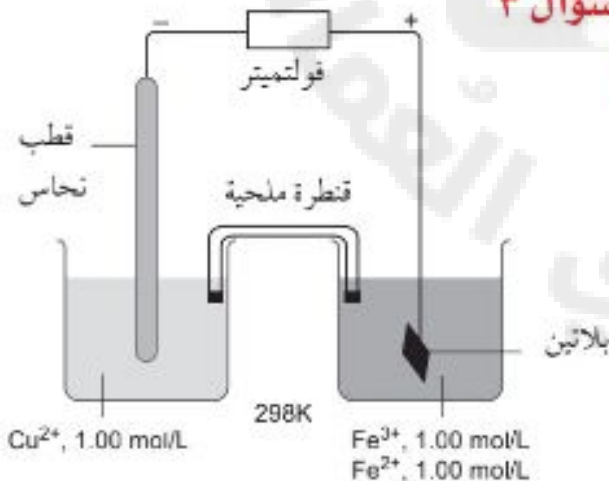


و. ١. $E_{\text{cel}}^0 = 1.52 - (-0.76) = +2.28 \text{ V}$

٢. سوف تزداد قيمة جهد الاختزال لنصف-الخلية Zn^{2+}/Zn .

وبما أن الاتزان سينزاح إلى اليمين، في اتجاه تكوين العامل المختزل، لهذا سيقُل الفرق بين قيمتي جهدي الاختزال لنصفي-الخلية وبالتالي تقل فولتية الخلية.

السؤال ٣



أ.

وضع العناوين الآتية:

- نصفاً-الخلية متصلان بجهاز فولتميتر

- قنطرة ملحية

- القطبان الكهربائيان: Cu سالب و Pt موجب.

- القطب Cu مغموس في محلول من أيونات Cu^{2+}

أو أحد أملاح النحاس المناسبة القابلة للذوبان.

- يكون قطب Pt مغموساً في محلول يحتوي على

أيونات Fe^{3+} و Fe^{2+} أو أحد أملاح الحديد (II)

والحديد (III) المناسبة والقابلة للذوبان.

- تراكيز المحاليل جميعها تساوي 1.00 mol/L.

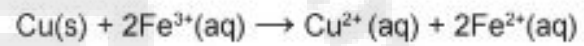
ب. تتدفق الإلكترونات من القطب السالب (أي من

النحاس) الذي يفقد الإلكترونات إلى القطب الموجب

(نصف خلية الحديد). يتأكسد النحاس بسهولة أكثر

من الحديد (II).

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = 0.77 - 0.34 = +0.43 \text{ V}$$



$$E_r = 0.34 - \frac{0.059}{2} \log_{10} \frac{1}{0.15} = +0.32 \text{ V}$$

و. ١. إمكانية حدوث تفاعل عند خلط مادتين

متفاعلتين أو أكثر معاً.

٢. يعد PbO_2 عاملاً مؤكسداً أقوى؛ لأن قيمة

E_r° له أكبر، وبالتالي يكون PbO_2 أكثر قابلية

لاكتساب الإلكترونات.

ويُعدّ الأيون I^- عاملاً مختزلاً أقوى؛ لأن قيمة

E_r° له أقل، وبالتالي يكون الأيون I^- أكثر قابلية

لفقد الإلكترونات.

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = +1.47 - 0.54 = +0.94 \text{ V}$$

يُعدّ I_2 عاملاً مؤكسداً أضعف، كما يُعدّ Pb^{2+}

عاملاً مختزلاً أضعف، لهذا فإن التفاعل غير

قابل للحدوث.

ويمكن حساب قيمة E_{cell}° للتفاعل كالاتي:

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = +0.54 - (1.47) = -0.93 \text{ V}$$

توضح قيمة E_r° السالبة أن التفاعل غير قابل

للحدوث.