شكراً لتحميلك هذا الملف من موقع المناهج العمانية

ملخص شرح درس تأثير الأيونات على قيم جهود الاختزال

تاريخ نشر الملف على موقع المناهج: 2023-11-03 07:59:43 | اسم المدرس: سلطان آل عبد السلام

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر

روابط مواد الصف الثاني عشر على تلغرام

التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات

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

1	أسئلة كامبريدج مترجمة في الوحدة الثانية
2	أسئلة كامبريدج مترجمة في الوحدة الأولى
3	نموذجان من الواجبات المنزلية
4	ملخص التفاعلات التلقائية وغير التلقائية
5	بنك أسئلة الوحدة الثانية المجالات الكهربائية

٤-٢ تأثير تراكيز الأيونات على قيم جهود الاختزال (E_r)

أهداف التعلم

٨-٢ يتنبأ نوعيًا بأثر تغيير تراكيز الأيونات في محاليلها المائية على قيمة جهد الاختزال E_r.

٩-٢ يستخدم معادلة نيرنست الآتية:

$$E_r = E_r^{\ominus} - (0.059/z)\log_{10} Q$$

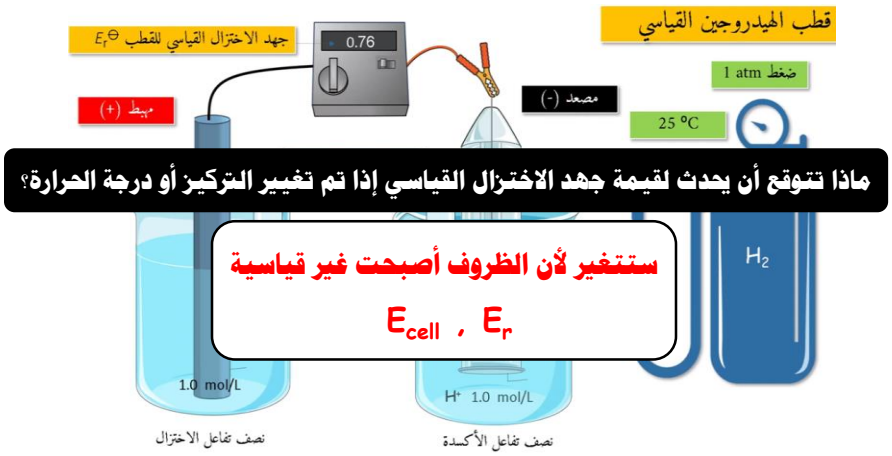
$$Q = \frac{[\text{الجسيمات الناتجة}]^a}{[\text{الجسيمات المتفاعلة}]^b}$$

(حيث a و b تمثل أعداد مولات الجسيمات)، ليتنبأ حسابيًا بأثر تغيير تراكيز الأيونات في محاليلها المائية على قيمة جهد الاختزال E_r.

أ. [illegible]

الظروف القياسية المستخدمة في قياس جهود الاختزال القياسية.. هل تتذكرها؟

- تركيز الأيونات يساوي 1.00 mol/L.
- درجة الحرارة تساوي 25 °C (298 K)
- قيمة الضغط لأي غاز تساوي 1 atm (100 kPa)



ماذا تتوقع أن يحدث لقيمة جهد الاختزال القياسي إذا تم تغيير التركيز أو درجة الحرارة؟

ستتغير لأن الظروف أصبحت غير قياسية

E_{cell} ، E_r

مثال1:

$$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s) \qquad E_r^\ominus = -0.76\ V$$

اختزال

أكسدة

1.00 mol/L

يمكن الآن تطبيق مبدأ لوشاتيلييه على تفاعلات اتزان الأكسدة–اختزال.

فإذا ازداد تركيز الجسيمات الموجودة على الطرف الأيسر للمعادلة،

فسوف ينزاح موضع الاتزان نحو اليمين، وبالتالي تزداد قيمة E_r.

وفي هذه الظروف غير القياسية، نستخدم الرمز E_r للتعبير عن جهد الاختزال.

- إذا أصبح $[Zn^{2+}]$ أكبر من 1.00 mol/L، فسوف تزداد قيمة E_r
- أما إذا أصبح $[Zn^{2+}]$ أقل من 1.00 mol/L، فسوف تقل قيمة E_r

مثال2: الاتزان بين أيونات (Fe^{3+}) وأيونات (Fe^{2+}) كمثال:

$$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+} \qquad E_r^\ominus = +0.77\ V$$

1.00 mol/L 1.00 mol/L

يجب أخذ كلا الأيونَين في الحسبان.

- إذا كان $[Fe^{3+}]$ أكبر من 1.00 mol/L (مع ثبات $[Fe^{2+}]$)، تزداد قيمة E_r
- أما إذا كان $[Fe^{3+}]$ أقل من 1.00 mol/L (مع ثبات $[Fe^{2+}]$)، فتقل قيمة E_r
- وإذا كان $[Fe^{2+}]$ أكبر من 1.00 mol/L (مع ثبات $[Fe^{3+}]$)، تقل قيمة E_r
- أما إذا كان $[Fe^{2+}]$ أقل من 1.00 mol/L (مع ثبات $[Fe^{3+}]$)، فتزداد قيمة E_r

ملاحظة:

إذا ازدادت تراكيز كلا الأيونَين (Fe^{3+}) و (Fe^{2+})، فقد يلغي كل منهما تأثير الآخر

بالتالي لن يتغير موضع الاتزان وتظل قيمة E_r ثابتة.

ويلخص الجدول أدناه الرموز المستخدمة للتعبير عن جهد القطب، وجهد الاختزال، وجهد الخلية؛ في الظروف القياسية والظروف غير القياسية.

المصطلح	الرمز
جهد القطب	E
جهد القطب القياسي	$E^{\ominus}$
جهد الاختزال	E_r
جهد الاختزال القياسي	$E_r^{\ominus}$
جهد الخلية	E_{cell}
جهد الخلية القياسي	$E_{cell}^{\ominus}$

الجدول ٢-٢

سؤال صفحة 87

(١٦) تمتلك نصف–الخلية الآتية قيمة $E_r^{\ominus}$ تساوي +1.33 V:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

أ. اقترح كيف تتغيّر قيمة $E_r^{\ominus}$ مع كل من التغيّرات الآتية في تركيز أحد الجسيمات، مع بقاء تراكيز الجسيمات الأخرى ثابتة عند 1.00 mol/L.

١. ازدياد $[Cr_2O_7^{2-}]$

٢. نقصان $[H^+]$

٣. ازدياد $[Cr^{3+}]$

ب. ما تأثير كل من هذه التغيّرات في التركيز على قوة محلول من $(Cr_2O_7^{2-})$ في وسط حمضي كعامل مؤكسِد؟

ج. ما الظروف التي قد تستخدمها لتجعل محلولًا من $(Cr_2O_7^{2-})$ عاملًا مؤكسِدًا أقوى؟

د. استخدم مبدأ لوشاتيلييه لشرح إجابتك على الجزئية ج.

أ. ١. تصبح قيمة $E_r^{\ominus}$ أكبر من +1.33 V

٢. تصبح قيمة $E_r^{\ominus}$ أقل من +1.33 V

٣. تصبح قيمة $E_r^{\ominus}$ أقل من +1.33 V

ب. ١. تزداد قوة $Cr_2O_7^{2-}$ كعامل مؤكسد

٢. تقل قوة $Cr_2O_7^{2-}$ كعامل مؤكسد

٣. تقل قوة $Cr_2O_7^{2-}$ كعامل مؤكسد

ج. زيادة تركيز الأيون $Cr_2O_7^{2-}$، أو زيادة تركيز الأيون H^+ أوخفض تركيز الأيون Cr^{3+}.

د. ازدياد تركيز المواد المتفاعلة، أو خفض تركيز المواد الناتجة يؤدي إلى انزياح موضع الاتزان نحو اليمين، وتزداد قيمة $E_r^{\ominus}$، ويصبح المحلول المكوّن من النظام $Cr_2O_7^{2-}/H^+$ عاملًا مؤكسدًا أقوى.

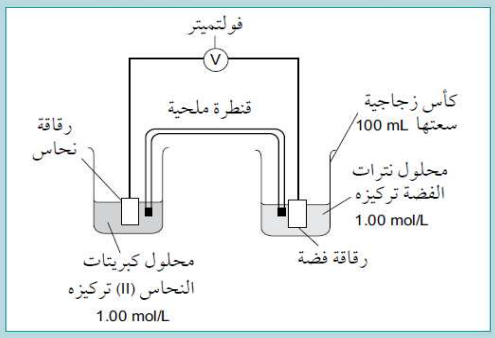
٤-٢ تأثير تراكيز الأيونات على قيم جهود الاختزال (E_r)

سر نحو هدفك,
لا تيأس إن كان
بعيداً, لا تتراجع
أبداً, كن قوياً.

أجب عن السؤال 2 صفحة 103-102

سؤال 2 صفحة 103 - 102

٢ يُوضح المخطط الآتي خلية كهروكيميائية تتضمن نظامَين يتكوّن كل منهما من فلز/ أيون الفلز.



قيمة جهد الاختزال القياسي لكل من نصفَي-الخلية هي:

$Ag^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$ $\quad E_r^\ominus = +0.80\ V$

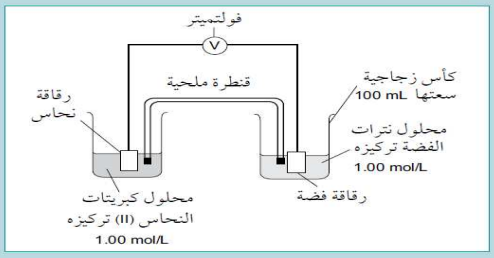
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$ $\quad E_r^\ominus = +0.34\ V$

أ. احسب قيمة جهد الخلية القياسي، موضحًا طريقة الحل.

ب. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل الكلي في الخلية.

سؤال 2 صفحة 103 - 102

٢ يُوضح المخطط الآتي خلية كهروكيميائية تتضمن نظامَين يتكوّن كل منهما من فلز/ أيون الفلز.



قيمة جهد الاختزال القياسي لكل من نصفَي-الخلية هي:

$Ag^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$ $\quad E_r^\ominus = +0.80\ V$

$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$ $\quad E_r^\ominus = +0.34\ V$

ج. في هذا التفاعل:

١. سمِّ المادة التي تأكسدت. اشرح إجابتك.

٢. سمِّ المادة التي اختُزلت. اشرح إجابتك.

٣. اذكر الاتجاه التي تتدفق فيه الإلكترونات. اشرح إجابتك.

د. تمّ تخفيف محتويات نصف-الخلية Cu^{2+}/Cu بإضافة ماء؛ في حين بقيت محتويات نصف-الخلية Ag^+/Ag كما هي. ما تأثير هذا التغيير على قيمة فولتية الخلية E_{cell}؟ اشرح إجابتك.

الإجابات:

أ. $E^\ominus_{cell} = +0.80 - (+0.34)$

$= +0.46\ V$

ب. $2Ag^+(aq) + Cu(s) \longrightarrow 2Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$

ج. ١. فلز النحاس Cu؛ لأنه يفقد إلكترونات **(أقل جهد اختزال)**

٢. أيونات الفضة Ag^+؛ لأنه يكتسب إلكترونات **(أكبر جهد اختزال)**

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 قيمتَي الفولتية لنصفَي-الخلية.

معادلة نيرنست (Nernst Equation)

هي علاقة تربط بين جهد الخلية القياسي وجهد الخلية غير القياسي, عندما يكون تركيز محاليل الأيونات لا تساوي 1M .
(أي عندما تكون الظروف غير قياسية).

$$Cu(s) + 2Ag^{+}(aq) \rightleftharpoons Cu^{2+}(aq) + 2Ag(s) \qquad E^{\ominus}_{cell} = +0.46\ V$$

\# 1.00 mol/L \# 1.00 mol/L $E_{cell} = ?$

ويمكن استنتاج تأثير التركيز على قيمة E_r لنصف–الخلية باستخدام معادلة نيرنست.

$$E_r = E_r^{\ominus} - \frac{(RT)}{(zF)} \ln Q$$

حيث إن:

E_r: جهد الاختزال في ظروف غير قياسية.

$E_r^{\ominus}$: جهد الاختزال في الظروف القياسية.

R: ثابت الغاز المثالي، يساوي 8.31 J/K.mol

T: درجة الحرارة (تساوي 298 K).

z: عدد الإلكترونات المتبادلة في التفاعل.

F: قيمة ثابت فارادي تساوي 96500 C/mol

ln: اللوغاريتم الطبيعي.

Q: تمثل حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة مقسومًا على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة كلًا مرفوعًا لأسّ يساوي عدد مولاته في المعادلة الموزونة.

ويمكن تبسيط هذه المعادلة الرياضية كالآتي:

- بما أن اللوغاريتم الطبيعي ln، مرتبط باللوغاريتم العشري $\log_{10}$ بالعلاقة الرياضية الآتية: $\ln x = 2.303 \log_{10} x$
- وبمعرفة قيم R و T و F في الظروف القياسية تصبح المعادلة على النحو الآتي:

$$E_r = E_r^{\ominus} - \frac{0.059}{z} \log_{10} Q$$

مهمّ

الصيغة المتوقع منك معرفتها لمعادلة نيرنست هي:

$$E_r = E_r^{\ominus} - \frac{0.059}{z}\log_{10} Q$$

حيث إن:

E_r: جهد الاختزال في ظروف غير قياسية.

$E_r^{\ominus}$: جهد الاختزال في الظروف القياسية.

z: عدد الإلكترونات المتبادلة في التفاعل.

المفقودة أو المكتسبة (جهد اختزال نصف خلية)

المحذوفة في حالة التفاعل الكلي (جهد الخلية)

Q: تركيز الأيونات الناتجة على الأيونات المتفاعلة، كلن مرفوع لأس عدد مولاته في المعادلة الموزونة.

(المواد الصلبة والغازية تركيزها ثابت =1)

مهمّ

الصيغة المتوقع منك معرفتها لمعادلة نيرنست هي:

$$E_r = E_r^{\ominus} - \frac{0.059}{z}\log_{10} \frac{[\text{الأيونات الناتجة}]^a}{[\text{الأيونات المتفاعلة}]^b}$$

حيث إن:

E_r: جهد الاختزال في ظروف غير قياسية.

$E_r^{\ominus}$: جهد الاختزال في الظروف القياسية.

z: عدد الإلكترونات المتبادلة في التفاعل.

المفقودة أو المكتسبة (جهد اختزال نصف خلية)

المحذوفة في حالة التفاعل الكلي (جهد الخلية)

Q: تركيز الأيونات الناتجة على الأيونات المتفاعلة، كلن مرفوع لأس عدد مولاته في المعادلة الموزونة.

(المواد الصلبة والغازية تركيزها ثابت =1)

الصيغة المتوقع منك معرفتها لمعادلة نيرنست هي:

$$E_{cell} = E^{\ominus}_{cell} - \frac{0.059}{z}\log_{10}Q$$

جهد الخلية

$$E_r = E^{\ominus}_r - \frac{0.059}{z}\log_{10}Q$$

جهد الاختزال لنصف الخلية

حيث إن:

E_r: جهد الاختزال في ظروف غير قياسية.

$E^{\ominus}_r$: جهد الاختزال في الظروف القياسية.

z: عدد الإلكترونات المتبادلة في التفاعل.

Q: تركيز الأيونات الناتجة على الأيونات المتفاعلة, كلن مرفوع لأس عدد مولاته في المعادلة الموزونة.

$$Q = \frac{[\text{الأيونات الناتجة}]^a}{[\text{الأيونات المتفاعلة}]^b}$$

(المواد الصلبة والغازية تركيزها ثابت =1)

مثال 6 صفحة 89

احسب قيمة جهد الاختزال E_r عند درجة حرارة مقدارها 298 K لنصف-الخلية $Cu^{2+}(aq)/Cu(s)$ حيث تكون فيه قيمة تركيز أيونات $Cu^{2+}(aq)$ تساوي 0.001 mol/L، وقيمة $E^{\ominus}_r$ له تساوي +0.34 V.

الحلّ:

$$Cu^{+2} + 2\bar{e} \longrightarrow Cu$$

$$E_r = E^{\ominus}_r - \frac{0.059}{z}\log_{10}\frac{[\text{الأيونات الناتجة}]^a}{[\text{الأيونات المتفاعلة}]^b}$$

$$E_r = E^{\ominus}_r - \frac{0.059}{z}\log_{10}\frac{1}{[Cu^{2+}]}$$

$$E_r = +0.34 - \frac{0.059}{2}\log_{10}\frac{1}{0.001}$$

$$E_r = +0.34 - 0.0885 = +0.25\ V$$

مثال 7 صفحة 89

يحدث التفاعل الآتي في خلية جلفانية:

$$Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

احسب جهد الخلية E_{cell} عند درجة الحرارة 298 K إذا كان تركيز الأيونات في نصف-الخلية $Cu^{2+}(aq)/Cu(s)$ يساوي 0.3 mol/L وتركيز الأيونات في نصف-الخلية $Zn^{2+}(aq)/Zn(s)$ يساوي 0.02 mol/L

الحلّ:

اختزال (مهبط) أكسدة (مصعد)

$$Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

0.3 mol/L 0.02 mol/L

$$E_{cell} = E^{\ominus}_{cell} - \frac{0.059}{z}\log_{10} Q$$

Z=2

$$E^{\ominus}_{\text{للخلية}} = E^{\ominus}_{\text{(المهبط)}} - E^{\ominus}_{\text{(المصعد)}}$$

$$E^{\ominus}_{cell} = 0.34 - (-0.76) = +1.10\ V$$

اختزال (مهبط) أكسدة (مصعد)

$$E^{\ominus}_{cell} = 0.34 - (-0.76) = +1.10\ V$$

$$Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

Z=2

0.3 mol/L 0.02 mol/L

$$E_{cell} = E^{\ominus}_{cell} - \frac{0.059}{z}\log_{10} Q$$

$$E_{cell} = E^{\ominus}_{cell} - \frac{0.059}{z}\log_{10}\frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

$$E_{cell} = +1.10 - \frac{0.059}{2}\log_{10}\frac{0.02}{0.3}$$

$$E_{cell} = +1.10 - (-0.0347) = 1.13\ V$$

مهمّ صفحة 90

- تستخدم معادلة نيرنست أيضًا لحساب جهد الخلية في الظروف غير القياسية عند اختلاف التراكيز في نصفي- الخلية وفق العلاقة الآتية:

$$E_{cell} = E^{\ominus}_{cell} - \frac{0.059}{z}\log_{10} Q$$

- إذا كانت قيمة Q تساوي 1، يكون $E_{cell} = E^{\ominus}_{cell}$
- إذا كانت قيمة Q أقل من 1، يكون E_{cell} أقل من $E^{\ominus}_{cell}$. أكبر
- إذا كانت قيمة Q أكبر من 1، يكون E_{cell} أكبر من $E^{\ominus}_{cell}$. أقل

تابع

٤-٢ تأثير تراكيز الأيونات على قيم جهود الاختزال (E_r)

الأمنيات عند الله لا تضيع.

أجب عن السؤال 17 صفحة 90

سؤال

(١٧) أ. احسب قيمة جهد الاختزال لنصف الخلية $Ni^{2+}(aq)/Ni(s)$ عند درجة الحرارة 298 K إذا كان تركيز الأيونات Ni^{2+} يساوي 1.5 mol/L و $E_r^{\ominus} = -0.25$ V.

ب. احسب قيمة جهد الاختزال لنصف الخلية $Ag^{+}(aq)/Ag(s)$ عند درجة الحرارة 298 K إذا كان تركيز الأيونات Ag^{+} يساوي 0.0002 mol/L و $E_r^{\ominus} = +0.80$ V.

ج. تمّ توصيل نصف-الخلية التي تحتوي على الفلز (Sn) في محلول من أيونات (Sn^{2+}) تركيزه 1.00 mol/L بنصف-خلية أخرى تحتوي على الفلز (Zn) في محلول من أيونات (Zn^{2+}) تركيزه 1.00 mol/L.

$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn(s)$ $\quad E_r^{\ominus} = -0.76$ V

$Sn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn(s)$ $\quad E_r^{\ominus} = -0.14$ V

أي من القيم المعطاة أدناه هي قيمة E_{cell} عندما يتغير تركيز كل من الأيونَين (Zn^{2+}) و (Sn^{2+}) إلى 0.1 mol/L؟

أ. −0.062 V ج. −0.90 V

ب. +0.62 V د. −1.0 V

١٧.

أ. $E_r = E_r^{\ominus} - \frac{0.059}{z} \log_{10} \frac{1}{[Ni^{2+}]}$

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

$E_r = -0.25 + 0.00519 = -0.24$ V

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

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

$E_r = +0.80 - 0.22 = +0.58$ V

ج. ب (+0.62 V)