

كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الثالثة



المادة : فيزيائية ٤

المحاضرة : الثانية/نظري / د. سعود

{{{ A to Z مكتبة }}}
2025

مكتبة A to Z Facebook Group

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

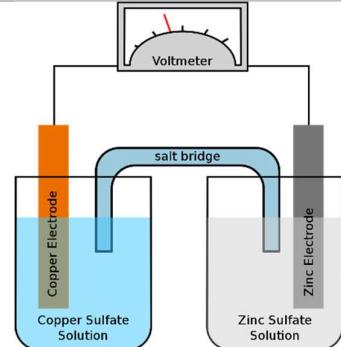
10

الأربعاء: 23/04/2025	الكيمياء الفيزيائية ٤ الفصل الأول الكيمياء الكهربائية ELECTROCHEMISTRY	المحاضرة الثانية قسم الكيمياء السنة الثالثة - الفصل الثاني 2025 - 2024
د. سعود عبد الحليم كده PHYSICAL CHEMISTRY IV 2024-2025 (Dr. Saud KEDA)	حروف موزعة ضمن: 25333 صفحه 18	تتضمن هذه المحاضرة: كلمة ستمل: 4549

المحتوى التعليمي من المحاضرة الثانية

في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على:

- ✓ حساب رقم الأكسدة لعنصر ما.
- ✓ تحديد كمون الخلية القياسية لتفاعلات الأكسدة والإرجاع.
- ✓ استخدام كمون الإرجاع القياسي لتحديد أفضل عامل مؤكسد أو مرجع من بين خيارات متعددة.



جميع الحقوق محفوظة لاصحابها من حيث الاقتباس والصور على الشبكة العنكبوتية

الخلايا الغلقمية

في كتاب المعادلات الكيميائية، غالباً ما يكون من الملائم فصل تفاعلات الأكسدة والإرجاع إلى نصف تفاعل أكسدة ونصف تفاعل إرجاع، لتسهيل موازنة المعادلة الكالية والتأكد على التحولات الكيميائية الفعلية، كما ذكرنا في المحاضرة السابقة.



في هذه المحاضرة سنركز على مفهوم كمون الإرجاع القياسي لتحديد أفضل العوامل المؤكسدة والمرجعة، وبالتالي يمكننا ذلك من معرفة المعادلة بشكلها الصحيح.

فكراً عزيزي الطالب بكل تفصيل ولو بدا صغيراً، بعض التفاصيل تصنع الفرق الكبير في المعرفة والحياة.

المحتوى	الصفحة
الخلية دانيال.	18
أعداد الأكسدة.	20
كمون الإرجاع القياسي.	21
معادلة نيرنست.	24



يمكن متابعة المادة والاستفادة أكثر من خلال قناتنا Physical Chemistry IV على منصة Telegram وفق الرابط:

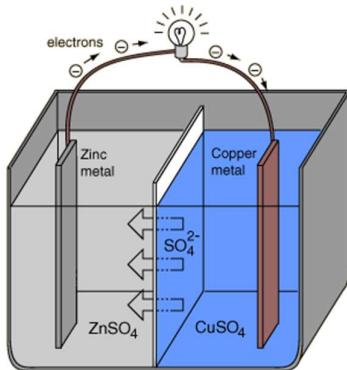


د. سعود عبد الحليم كده

جامعة طرطوس - كلية العلوم - قسم الكيمياء - السنة الثالثة - العام الدراسي 2024-2025

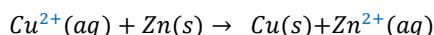
2-3- خلية دانيال Daniell Cell

واحدة من أبسط الخلايا، تُبنى عن طريق وضع قطب نحاسي في قعر وعاء، وتغطية المعدن (القطب) بمحلول كبريتات النحاس CuSO_4 ، ويتم وضع محلول كبريتات الزنك ZnSO_4 أعلى محلول كبريتات النحاس (أو بجواره)، بحيث يفصل بينهما غشاء نفودي، يتم وضع قطب الزنك في محلول كبريتات الزنك كما هو موضح في [الشكل \(3-I\)](#).



الشكل (3-I):

يسمح توصيل قطب النحاس إلى قطب الزنك بتدفق تيار كهربائي، وهذا مثال ل الخلية دانيال بدون جسر ملحي، حيث تتدفق الشوارد عبر الغشاء بين محلوليه. تعطى المعادلة العامة لتفاعل الأكسدة والإرجاع وفق ما يلي:



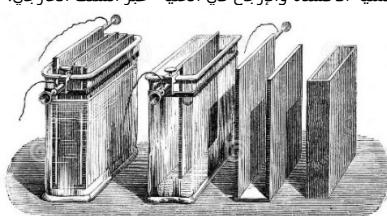
[الشكل \(4-I\)](#) يوضح نموذج خلية دانيال التي تم تصنيعها وفق المبادئ التي درسناها.

لكن السؤال هنا:

أي القطبين سيتأكل؟ قطب النحاس أم قطب الزنك (التوتيماء)؟

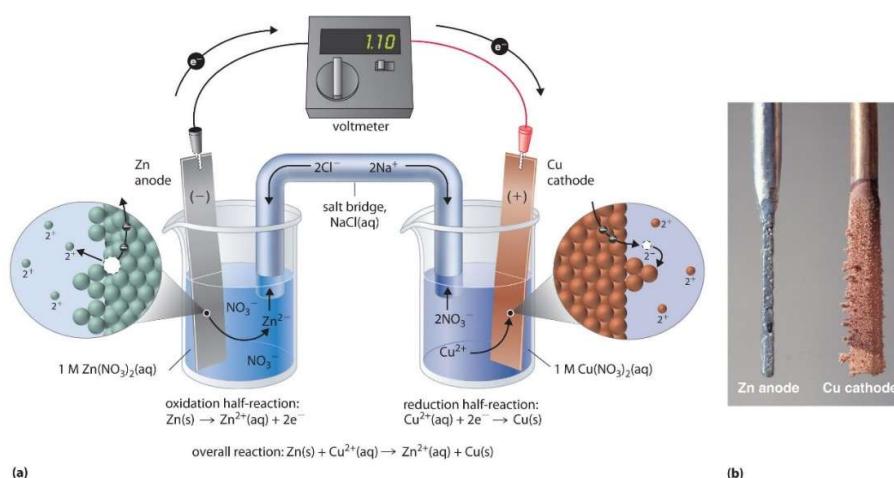
لأننا في [الشكل \(4-I\)](#) والذي يمثل ذات الخلية (خلية دانيال) ولكن بوجود جسر ملحي (هذا الشكل يمكن أن يكون موضوع جلسة عمل قادمة)، نلاحظ أن قطب الزنك هو القطب الذي يتآكل، هل يمكنك شرح ذلك وفق التفاعل النصفي للأكسدة والإرجاع؟

حاول شرح سبب الظاهرة اعتماداً على دراستك.



الشكل (4-I):

نموذج ل الخلية دانيال التي صنعت للمرة الأولى، حيث نلاحظ وجود الأقطاب والصفائح التي تمثل المسارين وأحواض المحاليل الملحية (كبريتات النحاس وكبريتات الزنك).



[الشكل \(5-I\)](#): يمثل هذا الشكل خلية دانيال يوجد جسر ملحي، حيث يتضح من القسم (a) مكونات الخلية، كما يتضح مجهرياً كيف تم عمليات الترسيب بالنسبة للنحاس، والتآكل بالنسبة للتوتيماء، وهذا ما يوضحه شكل المساري الناتجة في القسم (b).

تتضمن بعض تفاعلات الأكسدة والإرجاع أنواع تكون **موصلات ضعيفة للكهرباء**، ولذلك يتم استخدام أقطاب لا تشارك في التفاعلات، ولكنها تقوم بنقل الشحنة من أحد طرفي الخلية الآخر.

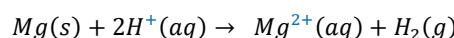
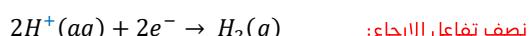
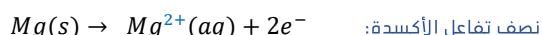
في كثير من الأحيان يكون القطب (المسرى) عبارة عن:

(بلاطين أو ذهب أو جرافيت)



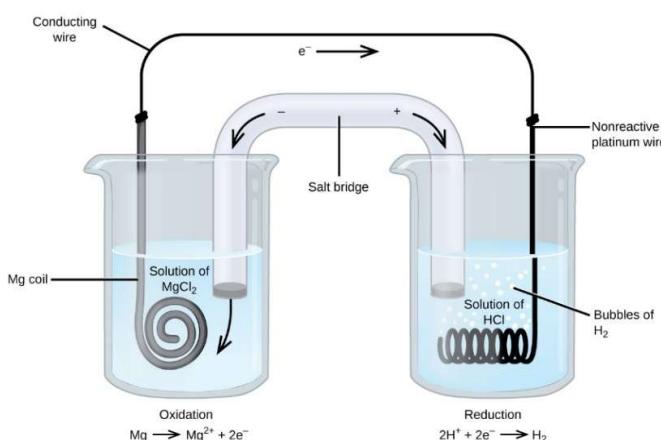
كلها خاملة تجاه الكثير من التفاعلات الكيميائية، حيث يوجد العديد من أنواع هذه المسارى كما هو موضح في الشكل المرفق جانباً، الذي يبين بعض أنواع مساري الذهب.

يظهر أحد هذه الأنظمة من خلال **الشكل (6-I)** أدناه، حيث يخضع المغنتيوم **Mg** للأكسدة عند القطب الموجب (المصعد) الموجود يسار الشكل، وتخضع شوارد الهيدروجين للإرجاع عند القطب السالب (المهبط) الموجود يمين الشكل، حيث يمكن تلخيص التفاعل وفق ما يلي:



المعادلة الكلية (الشاملة)

في هذه الخلية استخدم سلك من البلاتين الخامل كمهبط، لذا فإن ترميز الخلية يعطى وفق ما يلي:



الشكل (6-I): تحدث أكسدة المغنتيوم **Mg** إلى أيون المغنتيوم (البيشر في الجانب الأيسر من الشكل)، كما يحدث إرجاع لشوارد الهيدروجين إلى الهيدروجين (البيشر في الجانب الأيمن من الشكل)، بيسخن سلك البلاتين غير المتفاعله (الخامل) للإلكترونات بالانتقال من البيشر الأيسر للبيشر الأيمن.

ملاحظة هامة:

- يعد قطب المغنتيوم قطباً نشطاً لأنه يشارك في تفاعل الأكسدة والإرجاع.
- أما الأقطاب الكهربائية الخاملة مثل قطب البلاتين (الموضح في الشكل أعلاه) فإنها لا تشارك في تفاعلات الأكسدة والإرجاع، وهي موجودة حتى يتمكن التيار من المرور عبر الخلية (أقطاب خاملة).
- البلاتين أو الذهب عموماً يستخدمان في صناعة أقطاب كهربائية خاملة جيدة لأنها معادن غير متفاعلة كيميائياً.

هل وضحت لديك الآن الفكرة حول الخلية الكهروكيميائية؟

حاول أن تقوم بإجراء موازنة تفاعلات الأكسدة والإرجاع التي تتم في الخلية التي درسناها وفق ما تعلمتها خلال المحاضرة السابقة، ثم قم بمحاولة ترميز الخلية.



تذكرة هذا

تتضمن بعض تفاعلات الأكسدة والإرجاع أنواع تكون موصلات ضعيفة للكهرباء، ولذلك يتم استخدام أقطاب لا تشارك في التفاعلات مثل أقطاب (مساري) الذهب أو البلاتين أو الكربون.

من المحاضرة السابقة
في المحالول الحمضي توجد شوارد الهيدروجين والتي غالباً ما تكون مفقيدة في تحقيق التوازن للتفاعل النصفي، قد يكون من الضروري استخدام شوارد الهيدروجين مباشرةً أو كمادة متفاعلة قد تتفاعل مع الأكسجين لتوليد الماء.
شوارد الهيدروجين مهمة جداً في المحاليل الحمضية حيث: **تحتوي المواد المتفاعلة أو الناتجة على الهيدروجين و (أو) الأكسجين.**

من المحاضرة السابقة
في الظروف شديدة الأساسية MnO_4^- يُرجع MnO_4^- إلى MnO_2 عوضاً عن MnO_2 .
كما أنه في الوسط الأساسي، يمكننا موازنة أي تفاعل أكسدة إرجاع كتافاعل حمضي، وعندئذ "عند الضرورة"، تحول المعادلة إلى تفاعل أساسى بإضافة شوارد الهيدروكسيد إلى طرف المعادلة بحيث تلغى شوارد الهيدروجين وتتحولها للماء.

في تدوين الخلية (التزمير)، تم كتابة معلومات حول القطب الموجب (**المصعد**) إلى اليسار يتبعها محلول المصعد، ثم الجسر الملحي (إذا كان موجوداً)، ثم محلول المهبط، وأخيراً معلومات حول (**المهبط**) إلى اليمين.

مهما كان ما تزره، قليلاً فإن ما ستحصله في العد سيكفي، كبيباً.

نريدك اسمًا فلا تكون رقمًا

من خلال ما سبق، وقبل الانتقال لمفهوم جديد، لاحظنا أن تفاعلات الأكسدة والإرجاع تتعدد بعد الأكسدة الخاصة بالعنصر (حالة الأكسدة)، وهو يساعدنا كثيراً في: موازنة التفاعلات النصفية من جهة، وفي معرفة الاتجاه الذي تأخذه النواتج في الأوساط المختلفة من جهة ثانية، سواء كانت أوساط حمضية، أساسية، أو معتدلة، وبالتالي تحديد عدد الإلكترونات المتحركة عن عملية **الأكسدة** أو عدد الإلكترونات الداخلة في عمليات **الإرجاع**.

فما هو عدد الأكسدة وكيف يتم حسابه؟

I-3- أعداد الأكسدة

تسمح أعداد الأكسدة بتبع العدد الإجمالي للإلكترونات المنقولة في تفاعل الأكسدة والإرجاع. يعبر **عدد الأكسدة** **Oxidation Number** عن:

"إجمالي عدد الإلكترونات التي تكتسبها أو تخسرها الذرة من أجل تكوين رابطة كيميائية مع ذرة أخرى"

في كثير من الأحيان تكون القيمة العددية لعدد الأكسدة هي نفس قيمة حالة الأكسدة **Oxidation State**، على الرغم من أن هذه ليست الحالة دائمًا، الأهم من ذلك، أن أرقام الأكسدة ليست الشحنة المتبقية للشارة. يمكن أن تكون أعداد الأكسدة أرقاماً موجبة أو سالبة، ويتم تعين عدد الأكسدة للعناصر باستخدام القواعد المحددة فيما يلي:

1. العنصر بحد ذاته (غير المرتبط بمركب) يملك عدد أكسدة مساوي الصفر، وكذلك الأمر بالنسبة للعناصر ثنائية الذرة (...).
الشاردة أحادية الذرة عدد أكسدتها هو ذاته شحنتها.
2. يكون مجموع أرقام الأكسدة لمركب معتمد كهربائياً مساوياً الصفر، ويكون عدد الأكسدة للشوارد متعددة الذرة دائمًا مساوية لشحنة هذه الشاردة **(كما في شاردة البرمنغتان)**.
3. المعادن القلوية تملك عدد أكسدة (+1) والقلوية الترابية (+2).
الأكسجين يملك دوماً عدد أكسدة (-2).
الهيدروجين يملك دوماً عدد أكسدة (+1).
الفلور يمتلك دوماً عدد أكسدة (-1)، ويكون عدد الأكسدة للكلور والبروم واليود غالباً (-1).

من خلال القواعد السابقة يمكننا تحديد أرقام الأكسدة لمكونات شاردة البرمنغتان: (MnO_4^-)

يلحتوي الأكسجين دائمًا على عدد أكسدة يبلغ (-2) **"القاعدة 5"**، لتحديد رقم الأكسدة للمنغنيز يجب علينا أولاً تحديد الشحنة الكلية على الأكسجين، للقيام بذلك نضعاف (-2) من خلال العدد الإجمالي لذرات الأكسجين (4) للحصول على شحنة نهائية مقدارها (-8)، وحسب القواعد السابقة مجموع أرقام الأكسدة في شاردة متعددة الذرات يساوي دائمًا شحنة الشاردة **"القاعدة 3"**، لذلك يجب أن يكون رقم الأكسدة للمنغنيز (+7) لأن: $(-8) + (7) = -1$

هل يمكنك تحديد عدد الأكسدة لشاردة المنغنيز في المركب MnO_2 ؟



٤-٤ - كمون الإرفاع القياسي Standard Reduction Potential

في فقرة الخلايا الغلافانية السابقة، ومن [الشكل \(I-2\)](#) في الصفحة 12 من المحاضرة السابقة، وجدنا أن كمون (جهد) الخلية كان $(+0.46 \text{ V})$ ، هذا الكمون ناتج عن اختلاف الكمون الكهربائي لكلا المسبعين.



هل تعلم؟

البريل Beryl



بعد البريل من الأحجار الكريمة، وهو مركب معندي يظهر بألوان مختلفة بناءً على حالات الأكسدة في تركيبته الكيميائية.

فقد يظهر باللون الأزرق أو الأحمر أو الأحمر، أو الذهبي. يستخدم البريل في صناعة المجوهرات لما يتمتع به من شكل براق ورائع.



هام:

بينما يكون من المستحيل تحديد الكمون الكهربائي لمarsi منفرد على حدا، فإننا نستطيع تعين مسri صفرى (يملك قيمة كمون تساوى الصفر) ونستخدمه عندئذ كمرجع (مسri مرجعى).

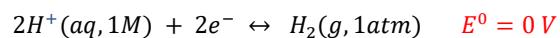
[هل وضحت الفكرة؟](#)

المسri المختار كمسri مرجعى (صفرى) يظهر في [الشكل \(I-7\)](#)، ويُدعى بـ مسri الهيدروجين العياري "القياسي"

Standard Hydrogen Electrode (SHE)

يتتألف هذا المسri من غاز الهيدروجين (1 atm) يقرقر (يشكل فقاعات) ضمن محلول حمض كلور الماء HCl (1M) في درجة حرارة الغرفة غالباً، أما البلاطين، الخاملا كيميائياً، فيستخدم كمسri.

يعطى نصف التفاعل للإرفاع المختار كمرجع وفق ما يلي:



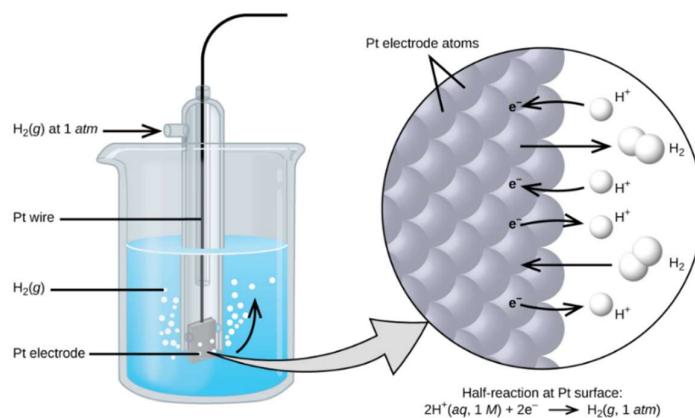
E^0 : كمون الإرفاع العياري

0 : المتبوعة فوق إشارة الكمون تدل على الشروط المثالية (القياسية):

الضغط: 1 atm، أو 1 bar.

التركيز: 1M للمواد المذابة.

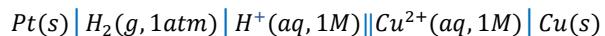
"في هذا المسri يحدد الكمون العياري بقيمة الصفر لجميع درجات الحرارة"



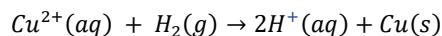
الشكل (I-7): يقر غاز هيدروجين بضغط مقداره 1 atm من خلال محلول حمض كلور الماء تركيزه 1M. يستخدم البلاطين، وهو معدن خامل ليقوم بعمل (1M) كقطب كهربائي. تتحد الإلكترونات الموجودة على سطح القطب البلاطي مع شوارد الهيدروجين H^+ في محلول لإنتاج غاز الهيدروجين.

يمكن استخدام الخلية الغلافانية المكونة من مسri الهيدروجين العياري **SHE** ونصف الخلية Cu^{2+}/Cu لتحديد كمون الإرفاع العياري لشاردة النحاس الثنائي Cu^{2+} كما هو موضح في [الشكل \(I-8\)](#)، في الصفحة التالية.

يكتب التفاعل وفق تدوين الخلية (ترميزها):



تتدفق الإلكترونات من المصعد إلى المهيبيط، وتكون التفاعلات الحاصلة (القابلة للعكس):



المعادلة الكلية الشاملة

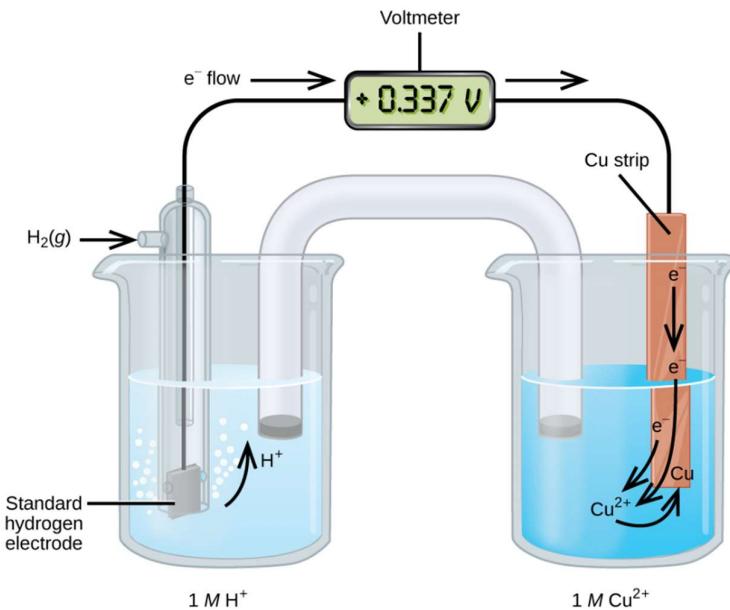
يمكن تحديد كمون الإرجاع العياري بطرح كمون الإرجاع العياري للتفاعل الذي يحدث عند المصعد من كمون التفاعل العياري للتفاعل الذي يحدث عند المهيبيط.

تذكر هذا:

إن إشارة الطرح ضرورية لأن عملية الأكسدة هي عكس عملية الإرجاع.

$$E_{Cell}^\circ = E_{Catho}^\circ - E_{Anode}^\circ$$

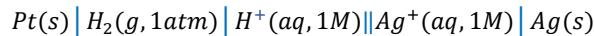
$$+ 0.34 \text{ V} = E_{Cu^{2+}/Cu}^\circ - E_{H^+/H_2}^\circ = E_{Cu^{2+}/Cu}^\circ - 0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^\circ$$



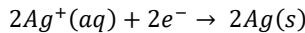
الشكل (I-8): الخلية العلمانية المستخدمة لتحديد كمون الإرجاع العياري لشارة النحاس Cu^{2+}

باستخدام مسرى الهيدروجين العياري **SHE** كمرجع يمكن تحديد كمونات الإرجاع العيارية الأخرى.

لأخذ الخلية المبينة في **الشكل (I-9)**, حيث يكون:

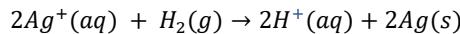


تتدفق الإلكترونات من اليسار لليمين، وتكون المعادلات المعتبرة عن هذه الخلية:



تفاعل الأكسدة (المصعد):

تفاعل الإرجاع (المهبط):

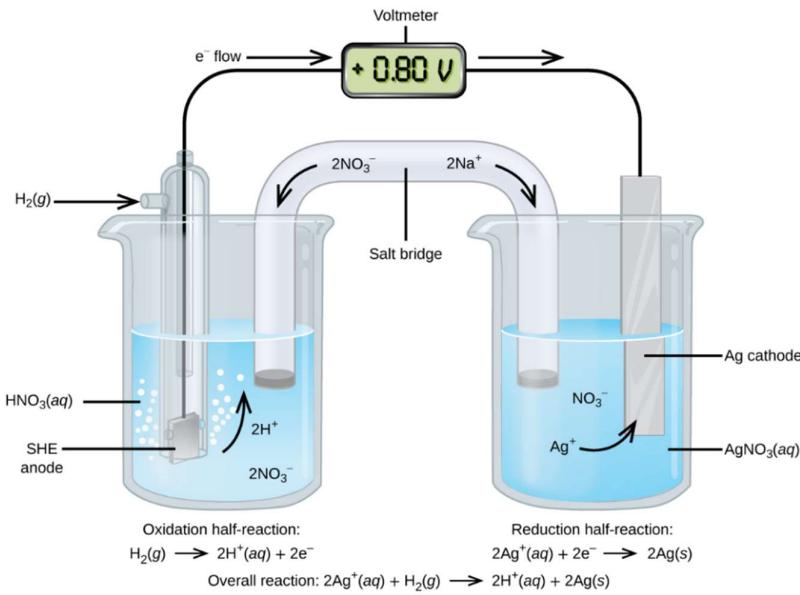


المعادلة الكلية الشاملة

يمكن تحديد كمون الإرجاع العياري للخلية، بطرح كمون الإرجاع العياري لتفاعل الذي يحدث عند المصعد من كمون التفاعل العياري لتفاعل الذي يحدث عند المهبط، وفق ما يلي:

$$E_{Cell}^\circ = E_{Cathode}^\circ - E_{Anode}^\circ$$

$$+ 0.80 \text{ V} = E_{Ag^+/Ag}^\circ - E_{H^+/H_2}^\circ = E_{Ag^+/Ag}^\circ - 0 = E_{Ag^+/Ag}^\circ$$



الشكل (4-1): يمكن استخدام خلية علائقية لتحديد كمون الإرجاع العياري لـ Ag^+ . إن SHE على اليسار هو المصعد ويحدد كمون الإرجاع العياري له بالقيمة صفر.

من المهم ملاحظة أن الكمون لا يتضاعف بالنسبة لتفاعلات المهبط.



إن مسرى الهيدروجين العياري **SHE** خطير إلى حد ما ونادرًا ما يستخدم في المختبر، تتمثل أهميته الرئيسية في أنه معترف به كقيمة صفرية (الصفر) لكمون إرجاع العياري، حيث بمجرد تحديده يمكن استخدام كمون الإرجاع العياري لأى مسرى، والذي يستخدم لاحقًا لتحديد الكمون العياري لأى خلية.



تذکرہ

من المستحبيل تحديد الكمون الكهربائي لمصرى منفرد على حدا، ولكن نستطيع تعبيين **مسرى صفرى** (يملك قيمة كمون تساوى الصفر) ونستخدمه عندئذى كمرجع (**مسرى مرجعى**، يدعى هذا المسرى المختار كمسرى مرجعى (صفرى) بـ **مسرى الهيدروجين العيارى (SHE)**).

يتأتى هذا المسرى من غاز الهيدروجين (**1 atm**) يقرور (بشكل فقاعات) ضمن محلول **حمض كلور الماء (1M HCl)** ففى درجة حرارة الغرفة غالباً، أما البالاتين، الخاملى كيميايا، فيستخدم كمسرى ناقل للشوارد منه إلى الطرف الآخر من الخلية.

يحدد الكمون العيارى بقيمة الصفر لجميع درجات الحرارة.

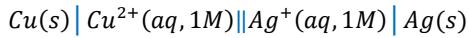
يمكن تحديد كمون الإرجاع
العياري بطرح كمون الإرجاع
العياري للتفاعل الذي يحدث
عند المصعد من كمون
التفاعل العياري للتفاعل الذي
يحدث عند المهبط.

من المحاضرة السابقة
في تفاعلات الأكسدة
النصفية تظهر الإلكترونات
كمحتاجات (على يمين
المعادلة)، والعنصر الذي
يخضع للأكسدة يكون هو
العامل المرجع.

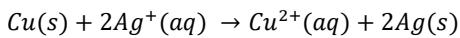
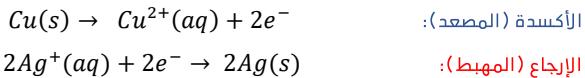
أما في تفاعلات الإرجال النصفية تظهر الإلكترونات كمواد متفاعلة (على يسار المعادلة)، والعنصر أو الشاردة التي خضعت للإرجال تكون العامل المؤكسد.

على سبيل المثال:

للنعد للخلية الموضحة وفق **الشكل (I-2)** في الصفحة 12 من المحاضرة السابقة، يعطى ترميز الخلية:



وتعطى معادلات الخلية وفق ما يلي:



المعادلة الكلية الشاملة

وبالتالي يحسب كمون الإرجاع القياسي للخلية:

$$E_{Cell}^{\circ} = E_{Cathode}^{\circ} - E_{Anode}^{\circ}$$

$$E_{cell}^{\circ} = E_{Ag^+/Ag}^{\circ} - E_{Cu^{2+}/Cu}^{\circ} = 0.80\text{ V} - 0.34\text{ V} = 0.46\text{ V}$$

:p|_____@

عند حساب كمون الإرطاع القياسي للخلية E_{cell} , فإن كمونات الإرطاع القياسية لأنصاف الخلية (نصف التفاعل) تبقى نفسها حتى لو ضاعفنا نصف التفاعل (مضاعفته يأبى عدد لإتمام موازنة المعادلة)، أو حتى لو عكسنا نصف التفاعل.

غالباً ما يتم وضع كمונات الإراعة القياسية ضمن جدول (ملحق)، للاستعانة بها كما هو موضح من خلال **الجدول (I-1)** في الصفحة (27).

:μL

تُوحى كلمة عياري (أو قياسي) والتي يرمز لها بلاحقة علوية "°" إلى أننا نستخدم في كمّونات الإرّاجاع العيارية حالات عيارية "قياسية" (قياسيّة) 1 bar أو 1 atm أو 1M للمحاليل، وغالباً في الدرجة K (298.15) ويتم كتابتها كتفاعلات إرّاجاع (حيث تظهر الإلكترونات على الجانب الأيسر من المعادلة كما هو موضح في الجدول)، وتفاعلات الإرّاجاع قابلة للانعكاس، لذا يمكن حساب كمّون الخلية العياري "القياسي" عن طريق طرح كمّون الإرّاجاع العياري للتفاعل عند المصعد "الأكسدة" من كمّون الإرّاجاع العياري للتفاعل عند المحيط "الارجاع".

سنقوم الآن بتوسيع الكيمياء الكهربائية من خلال تحديد العلاقة بين كمون الخلية القياسي E_{Cell}° والكميات التhermodynamic quantities مثل طاقة جيسن Thermodynamics quantities مثل طاقة جيسن Gibbs Free Energy (ΔG°) وثابت التوازن Equilibrium Constant (K).

5- معادلة نيرنست - The Nernst Equation

فما هو هذا العمل؟

العمل الكهربائي Electrical Work

هو ناتج ضرب الشحنة المنقوله في فرق الكمون (الجهد) المطبق:

العمل الكهربائي = فرق الكمون \times الشحنة (كولوم)

تعطى الشحنة على مول من الإلكترونات وفق ثابت فراداي (F) Faraday's Constant

$$F = \frac{6.022 \times 10^{23} e^-}{mol} \times \frac{1.602 \times 10^{-19} C}{e^-} = 9.6485 \times 10^4 \frac{C}{mol} = \mathbf{9.6485 \times 10^4 \text{ J/V.mol}}$$

فتقن الشحنة الكلية هي عبارة عن عدد مولات الإلكترون e مضروبة بثابت فراداي:

$$Total\ Charge = nF$$

في هذه المعادلة:

تمثيل (n) عدد مولات الالكترون لتفاعل أكسدة وارجاع متوازن.

إن كمون الخلية المقاس هو الكمون الأعظمي الذي يمكن أن تتحجّه الخلية ويتحول لعمل كهربائي e_w :

$$E_{Cell} = \frac{-w_{ele}}{nF} \quad \text{or} \quad w_{ele} = -nfE_{Cell}$$

هل تعلم الى ماذا تشير الاشارة السالبة ؟؟

تشير إلى أن العمل الكهربائي الحاصل من قبل الحملة (الخلية الغلفانية) يحدث في المناطة، المحيطة.

في مقر ساين، تعرفنا على **الطاقة الحرجة** Free Energy بأنها الطاقة المتاحة لانتاج عمل.

بشكل خاص تم تعريف التغير في الطاقة الحرة وفق مصطلح العمل الأعظمي (W_{ele})، والذي يمثل العمل الكهربائي في الأنظمة الكهروميكانيكية (الخلايا العلوفانية) (W_{Max}):

$$\Delta G = W_{Max} = W_{ele}$$

$$\Delta G = -nFE_{cell}$$

يمكننا التتحقق من صحة الإشارات عندما ندرك أن (n) و (F) هي ثوابت موجبة، وأن الخلايا الغلافانية التي تمتلك كمونات خلايا موجبة تتضمن **تفاعلات عفوية** Spontaneous Reactions، لذلك، فإن **التفاعلات العفوية** التي تمتلك طاقة حرارة سالبة $\Delta G < 0$ يجب أن تمتلك $E_{cell} > 0$.

عندما تكون جميع المواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل في حالتها القياسية، عندها يصبح:

$$\Delta G^\circ = -nFE_{Cell}^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$-nFE_{Cell}^{\circ} = -RT\ln K$$

91

$$E_{cell}^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K$$

في أغلب الأحيان تحدث التفاعلات الكهروكيميائية عند درجة حرارة قياسية (298.15K)، حيث يجمع الشروط عند هذه الدرجة من الحرارة نجد:

$$E_{cell}^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K = \frac{(8.314 \frac{j}{K \cdot mol})(298.15K)}{n \times 96485 \frac{j}{V \cdot mol}} \ln K$$

والتالي:



هل تعلم؟



فالتر هيرمان نيرنست
Walther Hermann Nernst
(1864-1941)

عالم كيميائي ألماني كان معروفاً بعمله في:
 • الترموديناميک (الميكانيک الحراري).
 • الكيمياء الفيزيائية.
 • الكيمياء الكهربائية.
 • فيزياء الحالة الصلبة.
 ساعدت صياغته لنظرية نيرنست للحرارة في تمييز الطريق للقانون الثالث في الترموديناميک.
حار على جائزة نوبل في الكيمياء عام 1920.



تذكر هذا

إن كمون الخلية المقاس هو الكمون الأعظمي الذي يمكن أن تنتجه الخلية ويتحوال w_{ele} لعمل كهربائي

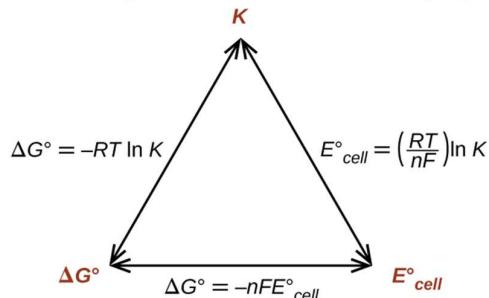
من المحاضرة السابقة

Salt Bridge يعمل على نقل التيار بالشوارد المتحركة، يتكون الحسرب الملحبي من محلول شاردي مركّز غير متفاعل مثل محلول نترات الصوديوم $(NaNO_3)$ أو محلول كلوريد الصوديوم $(NaCl)$.

حيث (n) تمثل عدد مولات الإلكترونات. لأسباب تاريخية، يتم التعبير عن اللوغاريتم في المعادلات التي تتضمن كمونات الخلية باللوغاریتم العلاري (log)، هذا يؤدي لتغيير الثابت أعلاه وفق المعامل (2.303) لتصبح العلاقة:

$$E_{cell}^{\circ} = \frac{0.0592 V}{n} \log K$$

لذلك، إذا كانت ΔG أو K معلومة أو يمكن حسابها، عندها يمكن تحديد الكميتين المتبقيتين بسهولة، يوضح [الشكل \(I-10\)](#) هذه العلاقة من خلال المخطط التالي:



الشكل (I-10): العلاقة بين ΔG ، K ، E_{cell}° ، حيث يحسب أحدي الكميات يمكن حساب الكميتين المتبقيتين، نجد أن نصف الخلية منفصل، لذلك يمكن حساب أي من الكميات لبيان فيما إذا كانت العملية التي لدينا تلقائية (عفوية) أم لا.

هل وضحت لديك الفكرة؟

إذا بمعرفة أي من الكميات الثلاث ΔG ، K و E_{cell}° ، يمكن تحديد الكميتين المتبقيتين. يمكن أن ترى التطبيق المباشر لهذه العلاقة من خلال [المثال المحلول \(6\)](#).

الآن بعد أن تم الربط بين الطاقة الحرارة وكمون الخلية، سنتناول التراكيز غير القياسية، حيث يمكننا إعادة الصيغة وفق ما يلي:

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln Q$$

حيث يمثل Q حاصل التفاعل.
الآن بالتحويل لكمونات الخلية نجد:

$$-nFE_{cell} = -nFE_{cell}^{\circ} + RT \ln Q \quad \text{أو:}$$

$$E_{cell} = E_{cell}^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

وهي معادلة نيرنست Nernst Equation، حيث عند درجة حرارة قياسية (298.15K) من الممكن كتابة معادلة نيرنست أعلاه وفق ما يلي:

$$E_{cell} = E_{cell}^{\circ} - \frac{0.0257 V}{n} \ln Q \quad \text{أو:}$$

$$E_{cell} = E_{cell}^{\circ} - \frac{0.0592 V}{n} \log Q$$

إذا لم تكن درجة الحرارة (293.15K)، عندها من الضروري إعادة حساب قيمة الثابت، حيث مع معادلة نيرنست من الممكن حساب كمون الخلية في ظروف غير قياسية، هذا التعديل ضروري لأن الكمونات المحددة في ظروف مختلفة سيكون لها قيم مختلفة.

الجدول (I-1): كمونات ارجاع قياسية مختارة عند الدرجة 25°C

نصف التفاعل	كمون الإرجاع القياسي (E°(V))
$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	+2.866
$PbO_2(s) + SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 5e^- \rightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$	+1.169
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	+1.507
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s)$	+1.498
$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	+1.35827
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	+1.229
$Pt^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pt(s)$	+1.20
$Br_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	+1.0873
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	+0.7996
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow 2Hg(l)$	+0.7973
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0.771
$MnO_4^-(aq) + 2H_2O(l) + 3e^- \rightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(aq)$	+0.558
$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$	+0.5355
$NiO_2(s) + 2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow Ni(OH)_2(s) + 2OH^-(aq)$	+0.49
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	+0.337
$Hg_2Cl_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2Hg(l) + 2Cl^-(aq)$	+0.26808
$AgCl(s) + 2e^- \rightarrow Ag(s) + Cl^-(aq)$	+0.22233
$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0.151
$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0.00
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$	-0.126
$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn(s)$	-0.1262
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	-0.257
$Co^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Co(s)$	-0.28
$PbSO_4(s) + 2e^- \rightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0.3505
$Cd^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cd(s)$	-0.4030
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0.447
$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Cr(s)$	-0.744
$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mn(s)$	-1.185
$Zn(OH)_2(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s) + 2OH^-(aq)$	-1.245
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0.7618
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1.662
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2.372
$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$	-2.868
$Ba^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ba(s)$	-2.912
$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	-2.931
$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3.04

هكذا جداول تجعل من الممكن تحديد كمون الخلية القياسي للعديد من تفاعلات الأكسدة والإرجاع، وهذا ما سنراه من خلال الأمثلة المحلولة القادمة.



ماذا كانت؟

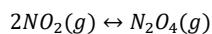
(درسٌ في كيمياء التفاعلات وكيمياء التيرموديناميك)

حاصل التفاعل Reaction quotient

يساوي التراكيز المولية لنواتج المعادلة الكيميائية (مضروبة ببعضها) مقسومة على التراكيز المولية للمواد المتفاعلة (مضروبة ببعضها أيضاً)، مع رفع كل تركيز إلى قوة معامل تلك المادة في المعادلة الكيميائية المتوازنة.

على سبيل المثال:

حاصل التفاعل لتفاعل العكوس التالي:



$$Q = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$$

هذه الفقرة خاصة بمفردات درستها سابقاً وتحتاجها الآن لاحقاً



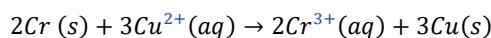
مثال محلول (3)

هذا المثال يدعم فكرة استخدام ترميز الخلية.

زمن الحل: 5 دقائق كحد أقصى

الزمن الإمتحاني: 8 دقائق كحد أقصى

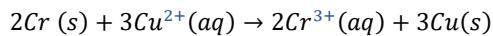
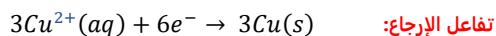
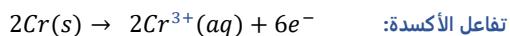
افرض أنه لديك خلية غلافانية لها التكوين التالي:



اكتب نصف تفاعل الأكسدة ونصف تفاعل الإرجاع الحاصل، ثم اكتب التفاعل مستخدماً طريقة تدوين (ترميز) الخلية، أي تفاعل يحدث على المصعد؟ وأيهما على المهبط؟

الحل:

بالتدقيق نجد أن الكروم هو من خضع لعملية الأكسدة، حيث خسر (3) الكترونات وتحول لشاردة الكروم الثلاثية Cr^{3+} ، وشاردة النحاس الثنائية Cu^{2+} خضعت لعملية ارجاع عندما اكتسبت الكترونين للتحول لمعدن النحاس. يعطي توازن الشحنة وفق ما يلي:



المعادلة الكلية الشاملة

يستخدم ترميز الخلية أبسط أشكال المعادلات (النصفية)، ويبدأ بالتفاعل عند المصعد، وبما أنه لم يتم تحديد التراكيز لذلك يعطى التفاعل وفق ترميز الخلية:



تحدث عملية الأكسدة على المصعد (الكروم)، فيما تحدث عملية الإرجاع على المهبط (النحاس).

مثال غير محلول (3)

هذا المثال يختبر مدى تعلمك استخدام طريقة تدوين الخلية (ترميز).

زمن الحل: 5 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 8 دقائق كحد أقصى

استخدم ترميز الخلية لوصف خلية غلافانية، حيث ترجع شوارد النحاس الثانية إلى معدن النحاس، فيما يتآكسد معدن الزنك ليتحول لشوارد الزنك الثانية، ثم حدد أي المعدنين هو المصعد وأيهما المهبط اعتماداً على التفاعلات النصفية التي لديك.

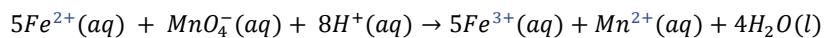
الحل:

**مثال محلول (4)**

هذا المثال يدعم فكرة استخدام ترميز الخلية عند استخدام مسرى خامل.

زمن الحل: 5 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 8 دقائق كحد أقصى

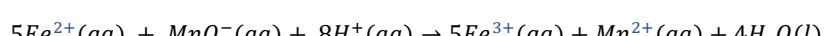
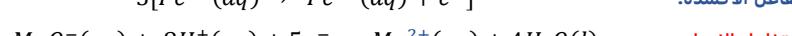
اقترض أنه لديك خلية غلافانية لها التكوين التالي:



اكتب نصف تفاعل الأكسدة ونصف تفاعل الإرجال الحاصل، ثم اكتب التفاعل مستخدماً طريقة تدوين (ترميز) الخلية، أي تفاعل يحدث على المصعد؟ وأيهما على المهبط؟

الحل:

بالتدقيق نجد أن شوارد الحديد الثنائي Fe^{2+} تخضع لعملية الأكسدة عندما تخسر الكترون وتتحول لشاردة الحديد الثلاثية Fe^{3+} ، وشاردة البرمنغونات MnO_4^- تخضع لعملية إرجال عندما تكتسب (5) الكترونات للتحول لشاردة المنغنيز الثنائي Mn^{2+} . يعطى توازن الشحنة وفق ما يلي:

**المعادلة الكلية الشاملة**

يستخدم ترميز الخلية أبسط أشكال المعادلات (النصفية)، ويبدأ بالتفاعل عند المصعد، من الضروري استخدام مسرى خامل كمسرى البلاطين، لأنه لا يوجد لدينا معدن لنقل الإلكترونات من المصعد للمهبط، كما أنه لم يتم تحديد التراكيز لذلك يعطى التفاعل وفق ترميز الخلية:



تحدث عملية الأكسدة على المصعد، فيما تحدث عملية الإرجال على المهبط.



مثال محلول (5)

هذا المثال يدعم فكرة حساب كمون الخلية من كمونات الإرجاع القياسية.

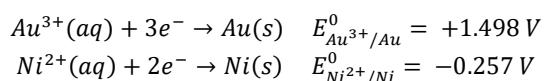
زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 10 دقائق كحد أقصى

ما هو كمون الخلية القياسي عند الدرجة 25°C لخلية غلفانية مكونة من نصف الخلية: Ni^{2+}/Ni و Au^{3+}/Au

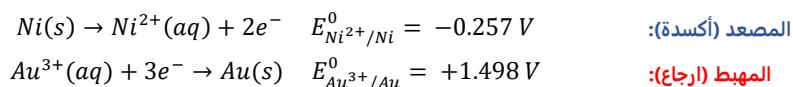
حدد العوامل المؤكسدة والعوامل المرجعة.

الحل:

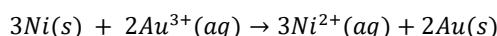
من خلال (الجدول I-1) الموضح في الصفحة 27، نجد أن كلا التفاعلين المتضمنين ضمن الخلية هما تفاعلات إرجاع في الجدول:



تمتلك الخلايا الغلفانية كمونات خلية موجبة، وتكون جميع تفاعلات الإرجاع قابلة للعكس، سيكون التفاعل عند القطب الموجب (المتصعد) هو نصف التفاعل الذي يملك كمون ارجاع قياسي سالب أكبر أو أصغر. الآن لو عكسنا التفاعل الحاصل عند المتصعد (إظهار الأكسدة) ولكن دون أن نعكس كمون إرجاعه القياسي:



حيث نلاحظ أن أصغر مضاعف مشترك بينهم هو (6)، فتكون المعادلة الكلية:



المعادلة الكلية الشاملة

بالنسبة لكمونات الإرجاع فإنه لا يتم قياسها وفق المعاملات التكافؤية عند حساب كمون الخلية، حيث تستخدم كمونات الإرجاع القياسية دون تعديل (هل تذكرت هذه الملاحظة؟)، وبالتالي نجد:

$$\begin{aligned} E_{Cell}^{\circ} &= E_{Ca}^{\circ} - E_{Anode}^{\circ} \\ E_{Cell}^{\circ} &= 1.498 V - (-0.257 V) = 1.755 V \end{aligned}$$

من خلال التفاعلات النصفية نجد أن النikel هو الذي يخضع للأكسدة، وبالتالي هو **العامل المرجع**، والذهب هو الذي يخضع للإرجاع، وبالتالي هو **العامل المؤكسد**.

ملاحظة:

في الامتحان يتم تزويد الطالب بالجدول أو بمعلوماته المتعلقة بالمسألة.



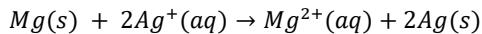
مثال غير محلول (4)

هذا المثال يختبر مدى تعلمك حساب كمون الخلية من كمومات الإرجال القياسية.

زمن الحل: 5 دقائق كحد أقصى الزمن الامتحاني: 8 دقائق كحد أقصى

ما هو كمون الخلية القياسية عند الدرجة 25°C لخلية غلافانية مكونة من مسرى مغنيزيوم في محلول $(NO_3)_2$ تركيزه (1M)، ومسرى فضة في محلول $Ag(NO_3)_2$ تركيزه (1M). اعتمد على كمومات الإرجال القياسية الموجودة ضمن الجدول في الصفحة (26).

الحل:



$$E_{cell}^\circ = 0.7996 V - (-2.372 V) = 3.172 V$$

مثال محلول (6)

هذا المثال يدعم فكرة العلاقة بين ثوابت التوازن، كمومات الخلية القياسية وتغيرات الطاقة الحرجة القياسية.

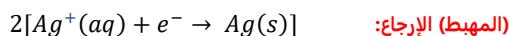
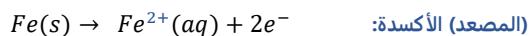
زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى الزمن الامتحاني: 12 دقيقة كحد أقصى

احسب التغير في الطاقة الحرجة القياسية وثبت التوازن للتفاعل التالي عند الدرجة 25°C.



الحل:

يتضمن التفاعل تفاعل أكسدة وإرجاع، لذلك يمكن حساب كمون الخلية القياسية (العياري) باستخدام البيانات الموجودة في **الجدول 1-3-I** ضمن المحاضرة السابقة، حيث نجد:



نحسب كمون الخلية القياسية:

$$E_{cell}^\circ = E_{Cathode}^\circ - E_{Anode}^\circ = E_{Ag^+/Ag}^\circ - E_{Fe^{2+}/Fe}^\circ = +1.247 V$$

تذكر أنه لا يتم ضرب كمون الإرجاع الخاص بالمهبط بـ (2) عند تحديد كمون الخلية القياسية (هل تذكرت هذه الملاحظة؟)؟ الآن لدينا $n = 2$ ، فيكون ثابت التوازن:

$$E_{cell}^\circ = \frac{0.0592 V}{n} \log K$$

$$K = 10^{n \times E_{cell}^\circ / 0.0592} = 10^{2 \times 1.247 / 0.0592}$$

$$K = 10^{42.128} = 1.3 \times 10^{42}$$

ملاحظة:

تحتلت قيمتي ثابت التوازن أعلاه بشكل طفيف بسبب التقريب في الثوابت (0.0257 V) و (0.0592 V).

$$\Delta G^\circ = -nFE_{cell}^\circ = -2 \times 96485 \frac{j}{V \cdot mol} \times 1.247 V = -240.6 \frac{Kj}{mol}$$

هل تعلم كيف تتحقق في الامتحان من صحة إجابتكم؟

كمون الخلية القياسية موجب هذا يعني أن التفاعل تلقائي، لذلك يجب أن يكون التغير في الطاقة الحرجة القياسية سالب، ويجب أن يكون ثابت التوازن أكبر من الواحد **K > 1**، إذا الإجابة صحيحة.

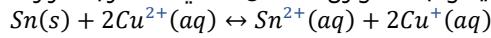


مثال غير محلول (5)

هذا المثال يختبر مدى تعلمك العلاقة بين ثوابت التوازن، كمونات الخلية القياسية وتغيرات الطاقة الحرجة القياسية.

زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 10 دقائق كحد أقصى

احسب تغير الطاقة الحرجة القياسية وثابت التوازن لتفاعل التالي عند درجة حرارة الغرفة، هل هذا التفاعل تلقائي؟



الحل:

التفاعل تلقائي حيث:

$$n = 2 ; E_{cell}^{\circ} = +0.291 V ; \Delta G^{\circ} = -56.2 \frac{KJ}{mol} ; K = 6.8 \times 10^9$$

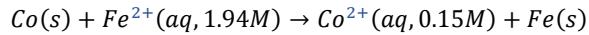


مثال محلول (7)

هذا المثال يدعم فكرة كمونات الخلية في ظروف غير قياسية.

زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 12 دقيقة كحد أقصى

ليكن لديك التفاعل التالي عند درجة حرارة الغرفة:



هل هذه العملية تلقائية؟

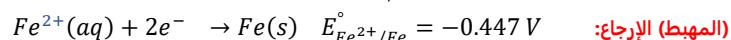
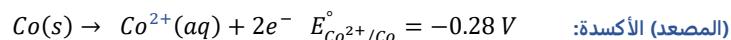
الحل:

هناك طريقتان لحل هذه المشكلة، إذا كانت المعلومات الثermوديناميكية متاحة في جدول مرجعى (يمكن الحصول عليه من خلال مقر الثermوديناميك الذي درسته في مرحلة سابقة)، عندها يمكنك حساب تغيرات الطاقة الحرجة، فإذا كان تغير الطاقة الحرجة سالباً عندها يكون التفاعل تلقائي.

أما الطريقة الثانية وهي التي سنستخدمها تتطلب المعلومات الموجودة في (الجدول I-1) ضمن الصفحة (27)، باستخدام هذه البيانات يمكن تحديد كمون الخلية.

إذا كان كمون الخلية موجب عندها ستكون العملية تلقائية.

بجمع المعلومات من الجدول والمسألة نجد:



نحسب كمون الخلية القياسى:

$$E_{Cell}^{\circ} = E_{Catho}^{\circ} - E_{Anode}^{\circ} = -0.447 V - (-0.28V) = -0.17 V$$

نلاحظ أن العملية ليست تلقائية عند الشروط القياسية.
باستخدام معادلة نيرنست وحالة التراكيز في المسألة (2)، نجد:

$$Q = \frac{[Co^{2+}]}{[Fe^{2+}]} = \frac{0.15 M}{1.94 M} = 0.077$$

$$E_{Cell} = E_{Cell}^{\circ} - \frac{0.0592 V}{n} \log Q$$



$$E_{Cell} = -0.17 V - \frac{0.0592 V}{2} \log (0.077)$$

$$E_{Cell} = -0.17 V + 0.033 V = -0.014 V$$

إذا ما تزال العملية غير تلقائية.



مثال غير محلول (6)

هذا المثال يختبر مدى تعلمك فكرة كمونات الخلية في ظروف غير قياسية.

زمن الحل: 10 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 15 دقيقة كحد أقصى

ما هو كمون الخلية لتفاعل التالي عند درجة حرارة الغرفة؟



ما هي قيمة n و Q من أجل التفاعل الكلي الشامل؟ هل هذا التفاعل تلقائي تحت هذه الشروط؟
الحل:

$$n = 6; \quad Q = 1440; \quad E_{Cell} = +1.97 V$$

التفاعل تلقائي



الكيمياء في حياتنا اليومية (مطالعة)

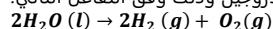
تفكك الماء / إنتاج الهيدروجين

Decomposition of Water/ Production of Hydrogen

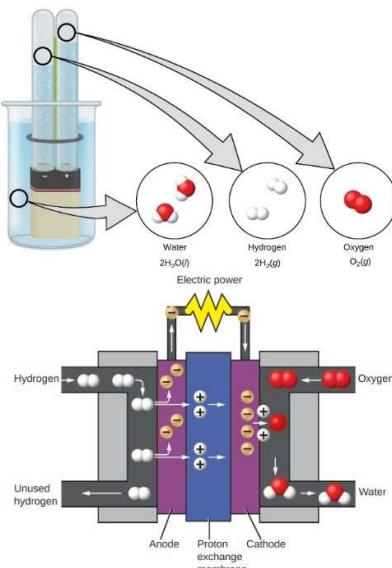
يتكون الماء من عنصري الهيدروجين والأكسجين متداخلين مع بعضهما البعض بنسبة 2 إلى 1 على الترتيب.

يمكن للماء أن يتحطم إلى عناصره الأساسية باستخدام الطاقة Energy، ويمكن أن يحصل ذلك إما ب باستخدام مدخنة Battery أو باستخدام مزود طاقة Power Supply كما هو موضح في الشكل المجاور.

عملية تحطم الماء Breakdown تتضمن إعادة ترتيب Rearrangement Water Molecule إلى جزيئات مختلفة، جزيئات تحتوي ذرتين أكسجين، وجزيئات تحتوي ذرتين هيدروجين وذلك وفق التفاعل التالي:



الغازين الناتجين يمتلكان صفات مختلفة تماماً فيما بينهما، حيث أن الأكسجين غير قابل للاشتعال Not Flammable ولكنه من متطلبات احتراق Combustion الوقود Fuel. أما الهيدروجين فهو غاز قابل للاشتعال بشدة Highly Flammable وهو من مصادر الطاقة القوية Potent Energy Sources. Fuel-efficient Transportation ذلك في النقل المستهلك للوقود، ومن أمثلتها سيارات خلية الوقود FCVs Fuel Cell Vehicles، التي تسير على الهيدروجين عوض البنزين Gasoline. وهي أكثر كفاءة More efficient من المركبات ذات محركات الاحتراق الداخلي، فهي غير ملوثة Nonpolluting، وتقلل من انبعاثات غازات الاحتباس Greenhouse Gas، مما يجعلنا نعتمد بشكل أقل على الوقود الأحفوري Fossil fuels. FCVs ليس مجرد اقتصادياً بعد، ومع ذلك ينتج الهيدروجين حالياً اعتماداً على الغاز الطبيعي Natural Gas، الشكل المعاور بمثيل خلية وقود الطاقة الكهربائية التي تعتمد على الأكسجين والهيدروجين من خلال تفاعلات كهروكيميائية، ويكون الناتج عبارة عن الماء فقط كنهاية.



لا شيء يولد من عدم، وكذلك المعرفة

المفاهيم الأساسية للمحاضرة والموجز

Key Concepts and Summary

تناولنا في بداية هذه المحاضرة مفهوم خلية غلفانية وجدنا أنها مكونة من قطبي النحاس والتوتيا، ثم تعرفنا على الفرق بين الأقطاب النشطة والخاملة، وجدنا أن الأقطاب الكهربائية التي تشارك في تفاعل الأكسدة والإرجاع تسمى بالأقطاب النشطة، بينما الأقطاب الكهربائية التي لا تشارك في تفاعل الأكسدة والإرجاع ولكنها موجودة للسماح بتدفق التيار تسمى أقطاب كهربائية خاملة، غالباً ما يتم تصنيع الأقطاب الكهربائية الخاملة من البلاتين أو الذهب، حيث لا تتغير من خلال العديد من التفاعلات الكيميائية " لا تآكل "

كما تناولنا مفهوم أعداد الأكسدة وقواعد تحديدها ضمن المركب المعطى، ومن ثم انتقلنا إلى مفهوم كمون الإرجاع القياسي الذي من خلاله تعرفنا على مسri الهيدروجين القياسي الذي يمتلك كمون ارجاع يساوي الصفر، أي يعين كمون مسri الهيدروجين العياري "القياسي" ($SHE = 0$) مما يسمح لنا بتحديد كمونات الإرجاع القياسية "العيارية" (E°) لنصف التفاعلات في الخلايا الكهروكيميائية.

وفي النهاية تناولنا استنتاج معاجلة نيرنست التي تعطينا كمون الخلية في الشروط غير القياسية، انطلاقاً من الطاقة الحرية والعمل الكهربائي المنجز في الخلية الغلفانية.

هذا موجز مدرس المقرر، الأهم منه هو موجزك عزيزي الطالب بعد قراءة المحاضرة ومعرفة أهم الأفكار التي وردت فيها وتطبيقاتها.

-- نهاية المحاضرة --

في المحاضرة القادمة يوم الأربعاء تاريخ 30/04/2025 ستتعرف إلى عناوين متعددة منها:

- ✓ تصنیف المدخرات (البطاریات) ما بين مدخرات أساسیة وثانیوية.
- ✓ التعرف على بعض خصائص المدخرات.

أعدت هذه المحاضرة وفق قواعد الجودة العالمية لمناهج التدريس، كما تم الاستعانة في إعداد هذه المحاضرة بجامعات (جورج واشنطن - الأرز - الپینوی) في الولايات المتحدة.

د. سعود عبد الحليم كده



مكتبة
A to Z