

الكيمياء توجيهي

2005

0788801226

أ. رمزي القرالة

الوحدة

الكيمياء الكهربائية

2



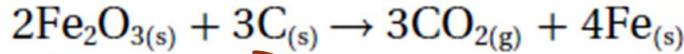
التأكسد والاختزال

الدرس 1

التأكسد والاختزال:

- ❖ تهتم الكيمياء الكهربائية كأحد فروع الكيمياء بدراسة التحولات بين الطاقة الكيميائية والكهربائية الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العملية المرتبطة بها.
- ❖ تُعدُّ تفاعلات التأكسد والاختزال من التفاعلات الكيميائية المهمة التي تحدث في بعض العمليات الحيوية، كالبقاء الضوئي والتنفس وتحرير الطاقة من الغذاء اللازم لأداء الكائن الحي أنشطته المختلفة.
- ❖ تحصل وسائل النقل على الطاقة اللازمة لتسييرها بحرق الوقود عن طريق تفاعلات تأكسد واختزال أيضاً، وينتج صدأ الحديد عن تفاعلات تأكسد واختزال تحدث عند تعرّض الحديد للهواء الجوي الرطب.
- ❖ استخدم الكيميائيون القدامى مصطلح: **التأكسد لوصف تفاعل المادة مع الأكسجين.**
- ❖ **الاختزال لوصف نزع الأكسجين من المادة.**

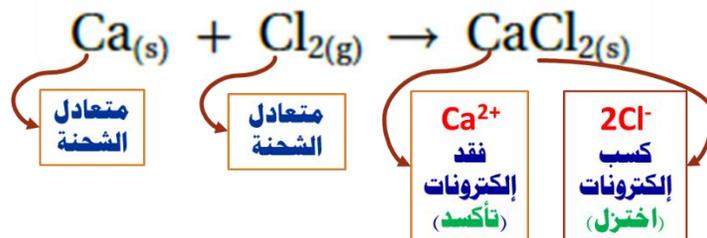
كما يوضّح التفاعل الآتي:



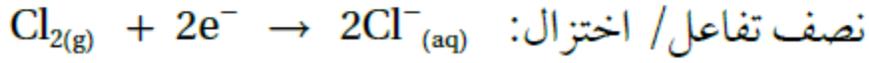
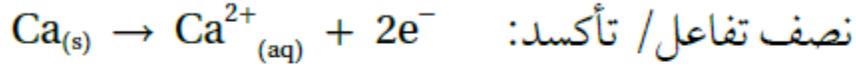
أكسيد الحديد
اختزل لأنه نزع
منه الأكسجين

الكربون تأكسد لأنه
ارتبط بالأكسجين

- ❖ مع مرور الوقت، تطوّر مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل تفاعلاتٍ أخرى لا تتضمن التفاعل مع الأكسجين.
- **التأكسد:** هو فقد المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي.
- **الاختزال:** هو كسب المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي.
- ❖ تُعدُّ عمليتا التأكسد والاختزال **متلازمتين** تحدث إحداهما مع حدوث الأخرى، ويسمى التفاعل الذي تحدث فيه عمليتا التأكسد والاختزال معاً تفاعلَ تأكسد واختزال.
- ❖ مثلاً، يتفاعل الكالسيوم مع غاز الكلور حسب المعادلة:



❖ يمكن كتابة معادلة التفاعل السابقة على شكل نصفي تفاعل؛ حيث يوضِّح **نصف التفاعل** فقد الإلكترونات خلال عملية التأكسد، أو اكتسابها خلال عملية الاختزال كما يأتي:



❖ يلاحظ في تفاعل التأكسد والاختزال أن عدد الإلكترونات المفقودة خلال عملية التأكسد يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة خلال عملية الاختزال.

مثال 1:

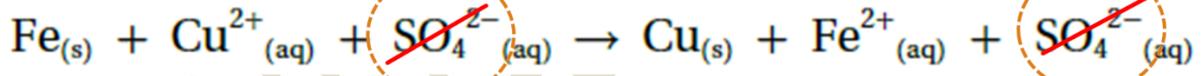
يتفاعل الحديد مع محلول كبريتات النحاس حسب المعادلة:



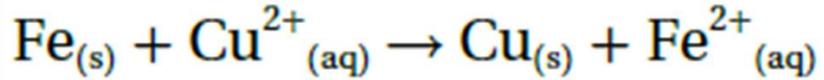
أحد ذرة العنصر التي تأكسدت والأيون الذي اختزل في التفاعل، وأكتب أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال.

الحل: نكتب معادلة أيونية تمثل التفاعل.

أيون متفرج
لم يطرأ عليه أي تغير
خلال التفاعل



يحذف الأيون
المتفرج من المعادلة



ذرات الحديد Fe المتعادلة فإنها تأكسدت بفقد إلكترونين متحوّلة لأيون الحديد Fe^{2+}



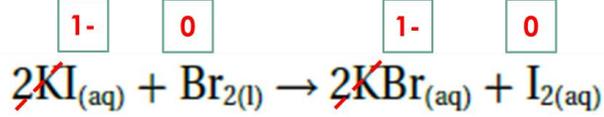
أيونات النحاس Cu^{2+} فقد اختزلت بكسب إلكترونين متحوّلة لذرات النحاس المتعادلة Cu



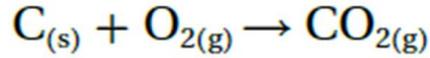
أتحقق: ✓

1- أحدد الذرات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختزلت في التفاعلات الآتية:

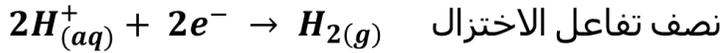
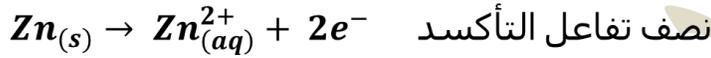
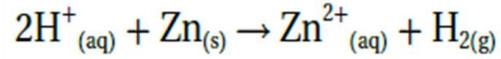
تأكسد أيوني اليود (I^-) وتحولها إلى جزء متعادل،
واختزال ذرتي البروم في جزيء (Br_2) وتحولها إلى
أيونات سالبة.



تأكسد الكربون لارتباطه بالأكسجين واختزل الأكسجين



2- أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال للتفاعل الآتي:



عدد التأكسد:

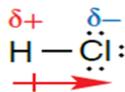
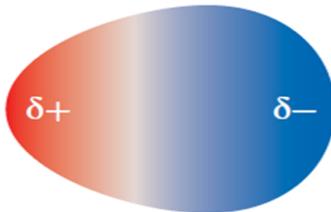
❖ لا تقتصر تفاعلات التأكسد والاختزال على تكوين مركبات أيونية فقط، بل تتضمن أيضًا تكوين مركبات جزيئية ترتبط ذرات عناصرها بروابط تساهمية؛ إذ لا تحدث فيها عملية فقدٍ وكسبٍ للإلكترونات.



رابطة
تساهمية
أحادية
غير قطبية

رابطة
تساهمية
أحادية
غير قطبية

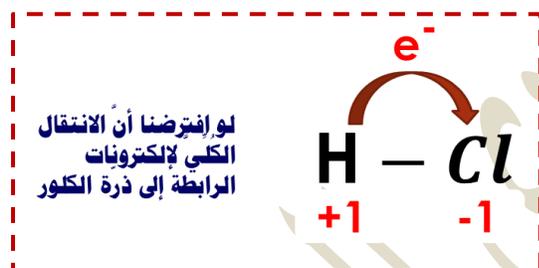
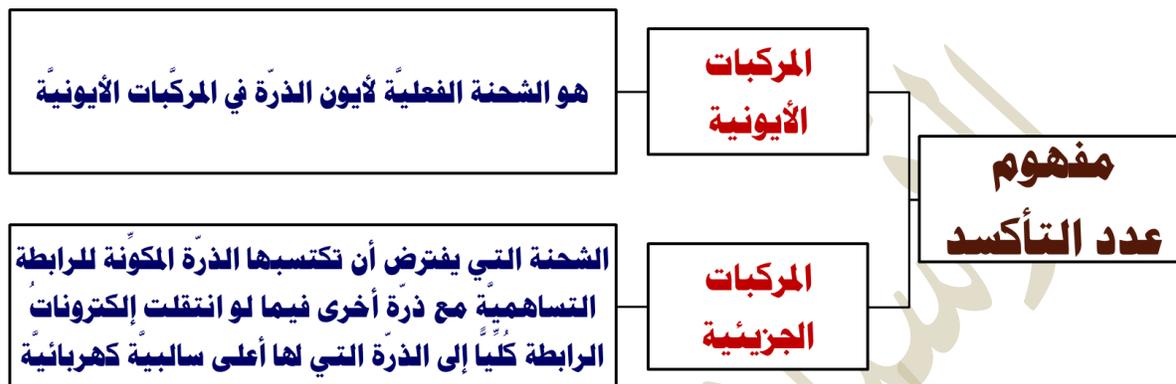
رابطة
تساهمية
أحادية
قطبية



الشكل (2): الرابطة التساهمية القطبية في
جزيء H-Cl.

لأن السالبية الكهربائية للكlor أعلى من الهيدروجين
يكون زوج الإلكترونات الرابطة بين الذرتين مزاحا باتجاه
ذرة الكلور دون أن يحدث له انتقال كلي، فتظهر على
ذرة الهيدروجين شحنة جزئية موجبة، ويظهر على ذرة
الكلور شحنة جزئية سالبة.

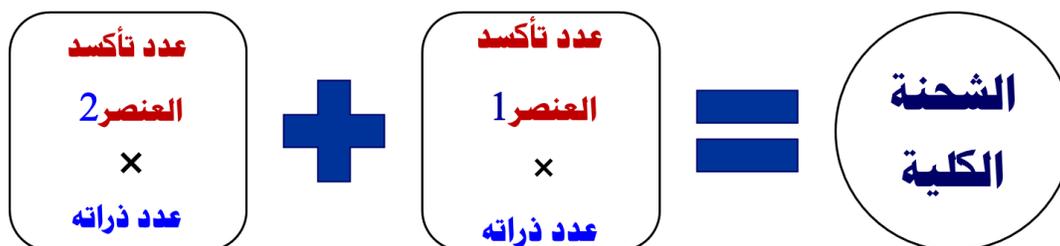
❖ التعريف السابق للتأكسد والاختزال لم يشمل التفاعلات التي لا يحدث فيها انتقالٌ كُليٌّ للإلكترونات بين الذرات، لذلك وضع العلماء مفهوماً جديداً يمكن من خلاله تفسير جميع تفاعلات التأكسد والاختزال، وهو **عدد التأكسد**.



قواعد حساب أعداد التأكسد:

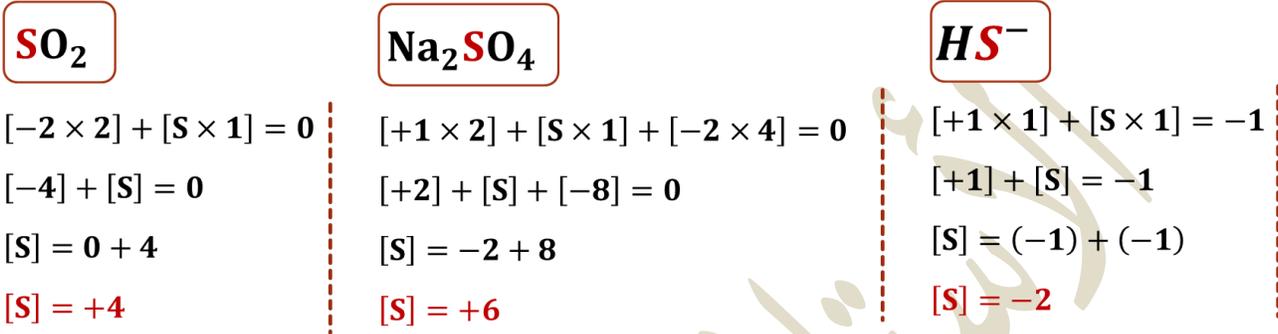
الرَّقم	قواعد حساب أعداد التأكسد	مثال	عددُ التأكسد
1	عدد تأكسد ذرّة العنصر الحُرّ يساوي صفرًا، سواء وُجِدَ على شكل ذرّات أو جُزيئات.	C N ₂ S ₈	صفر صفر صفر
2	عدد تأكسد الأيون أحادي الذرّة يساوي شحنة هذا الأيون.	Cu ²⁺ Br ⁻	+2 -1
3	عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى AI وعناصر المجموعة الثانية IIA وعنصر الألمنيوم في جميع مركّباتها يساوي: +1، +2، +3 على الترتيب.	Li في Li ₂ O Ca في CaO Al في AlF ₃	+1 +2 +3
4	عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركّباته (+1)، ما عدا عندما يرتبط مع الفلزّات مكوّنًا هيدريد الفلزّ، فيكون حينئذ (-1).	H في HF H في NaH H في BaH ₂	+1 -1 -1
5	عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركّباته (-2)، ما عدا فوق الأكاسيد، فيكون حينئذ (-1)، وعندما يرتبط مع الفلور يكون (+2).	O في H ₂ O O في K ₂ O ₂ O في OF ₂	-2 -1 +2
6	عدد تأكسد الفلور في جميع مركّباته يساوي (-1)، وعدد تأكسد الهالوجينات Cl، Br، I في معظم مركّباتها يساوي (-1)، ما عدا إذا ارتبطت مع الأكسجين أو الفلور فيكون موجّبًا.	F في NaF I في KI Cl في ClF Br في HBrO ₂	-1 -1 +1 +3
7	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرّات أو أيونات العناصر المكوّنة للمركّب المتعادل يساوي صفرًا.	NaCl HNO ₃	0 0
8	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرّات العناصر المكوّنة لأيون متعدّد الذرّات يساوي شحنة هذا الأيون.	OH ⁻ N ₂ H ₅ ⁺	-1 +1

❖ لحساب أعداد التأكسد نستخدم العلاقة الآتية:



مثال 2: أحيّد عدد التأكسد لذرة عنصر الكبريت (S) في المركّبات أو الأيونات الآتية:

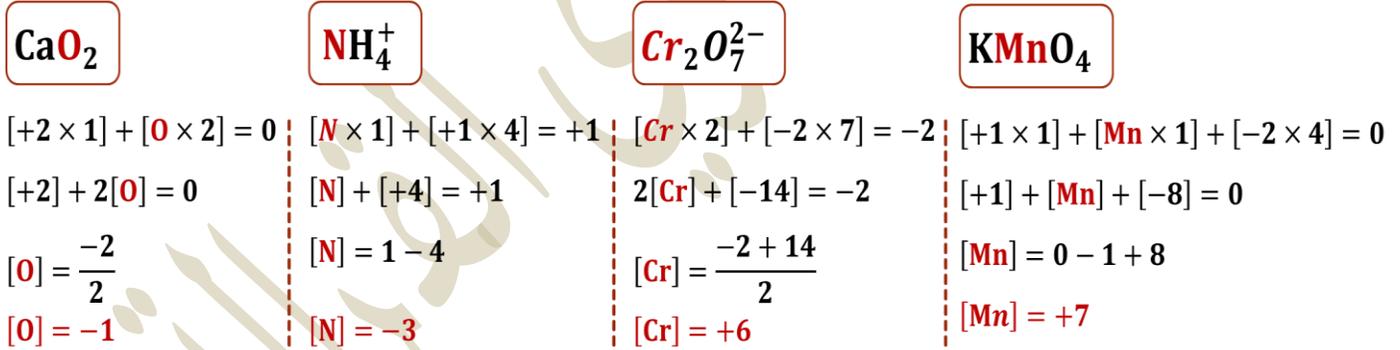
الشحنة الكلية = [عدد تأكسد العنصر 1 × عدد ذراته] + [عدد تأكسد العنصر 2 × عدد ذراته]



نتيجة: قد يكون لذرات العنصر الواحد أكثر من عدد تأكسد في مركّباته أو أيوناته المختلفة.

مثال 3: أحسب عدد التأكسد لذرة العنصر الذي تحته خط في المركّبات أو الأيونات الآتية:

CaO₂ (د) NH₄⁺ (ج) Cr₂O₇²⁻ (ب) KMnO₄ (أ)



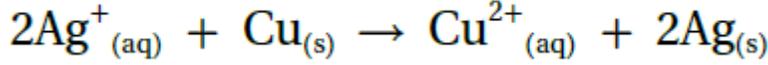
أتحقّق ✓

أحسب عدد التأكسد لذرة العنصر الذي تحته خط في كل من المركّبات أو الأيونات الآتية:

<u>P</u> ₄	<u>Cr</u> (OH) ₃	<u>P</u> O ₄ ³⁻	Al <u>H</u> ₃	<u>Fe</u> Cl ₃	H <u>Cl</u> O ₄	H ₃ <u>I</u> O ₆ ²⁻
0	+3	+5	-1	+3	+7	+7

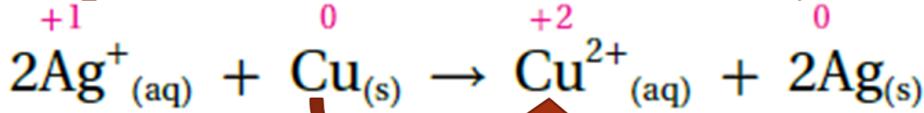
التأكسد والاختزال والتغير في أعداد التأكسد:

- ❖ يُستفاد من حساب أعداد التأكسد في معرفة ذرات أو أيونات العناصر التي تأكسدت أو اختزلت في تفاعلات التأكسد والاختزال.
- ❖ فمثلاً، يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة مكوناً محلول نترات النحاس، وتترسب الفضة وفق المعادلة الأيونية الآتية:



- ❖ لمعرفة الذرات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختزلت سيجري حساب أعداد التأكسد وملاحظة التغير فيها.

نقصان في عدد التأكسد للفضة Ag
(اختزال)



زيادة في عدد التأكسد للنحاس Cu
(تأكسد)

نصف تفاعل التأكسد / زيادة في عدد التأكسد: $\text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$

نصف تفاعل الاختزال / نقصان في عدد التأكسد: $2\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}_{(\text{s})}$

في تفاعلات التأكسد والاختزال:

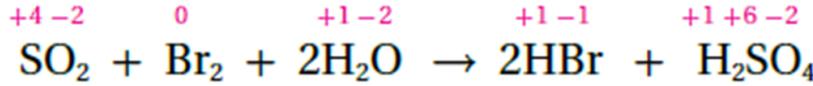
- يدلُّ النقص في عدد التأكسد على حدوث عملية اختزال.
- تدلُّ الزيادة في عدد التأكسد على حدوث عملية تأكسد.

- ❖ أي أن تغيُّرًا في أعداد التأكسد يحدث في تفاعلات التأكسد والاختزال؛ فزيادة أعداد التأكسد تحدث لذرات أو أيونات العناصر التي تتأكسد، أمَّا نقصان أعداد التأكسد فيحدث لذرات أو أيونات العناصر التي تختزل.

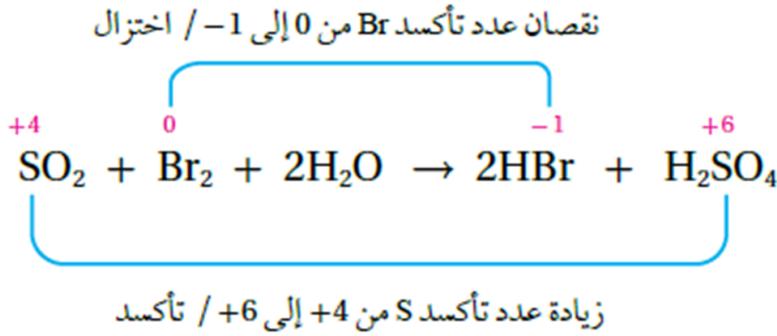
مثال 4: أحدد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت في التفاعل الآتي:



أولاً: نحدد أعداد التأكسد لجميع الذرات في المواد المتفاعلة والناجثة:

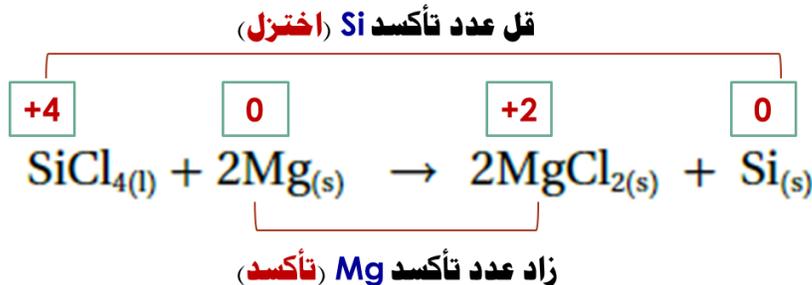
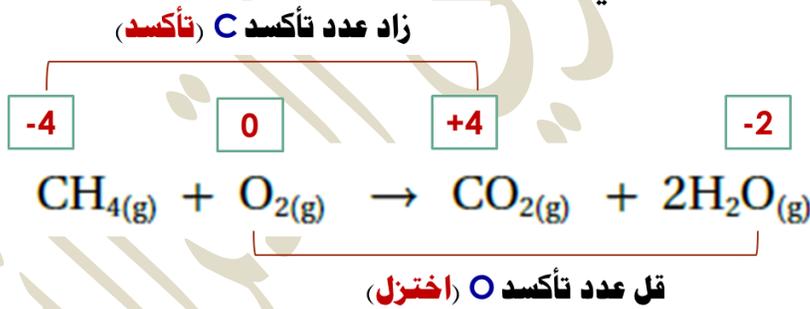


ثانياً: نحدد التغير في أعداد التأكسد:



أتحقق: ✓

أحدد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت اعتماداً على التغير في أعداد التأكسد في التفاعلات الآتية:



العامل المؤكسد والعامل المختزل:

العامل المختزل

هو المادة التي تختزل مادة أخرى في التفاعل الكيميائي، إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادة التي يختزلها وتحدث له عملية تأكسد

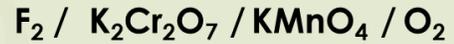
أمثلة



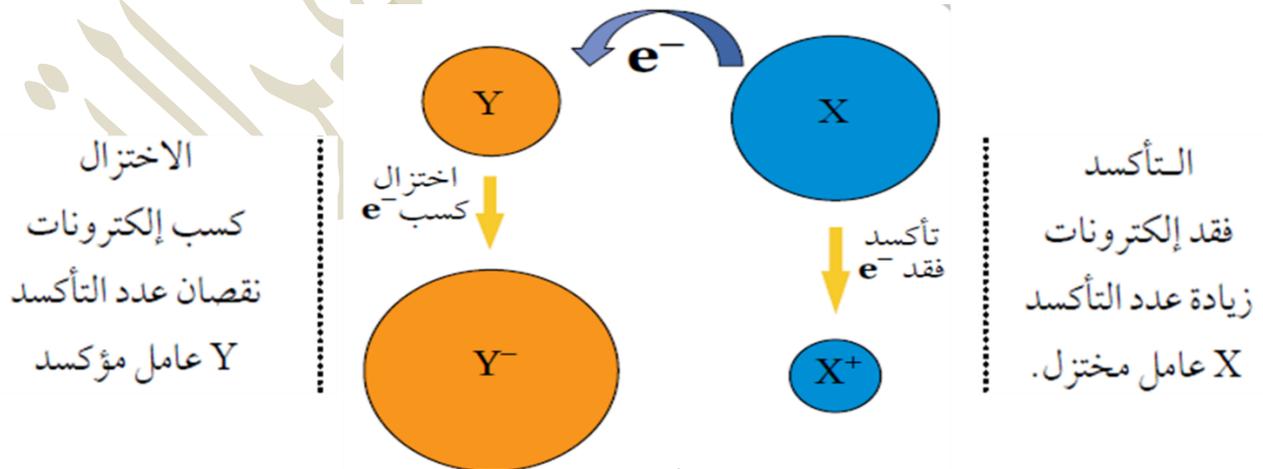
العامل المؤكسد

هو المادة التي تؤكسد مادة أخرى في التفاعل الكيميائي، فيكتسب إلكترونات من المادة التي يؤكسدها وتحدث له عملية اختزال

أمثلة



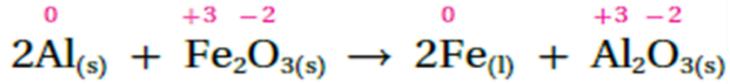
❖ كل تفاعل تأكسد يحتاج إلى عامل مؤكسد ليحدث، وكل تفاعل اختزال يحتاج إلى عامل مختزل ليحدث.



مثال 5: يُعدُّ تفاعلُ التيرمايت أحدَ تفاعلات التأكسد والاختزال المهمة؛ حيث يتفاعل الألمنيوم مع أكسيد الحديد III لتكوين أكسيد الألمنيوم والحديد وكمية كبيرة من الطاقة، حسب المعادلة:



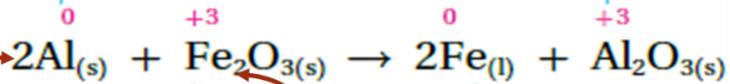
أحدُّ العاملَ المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل.



Al
تأكسد
(عامل مختزل)

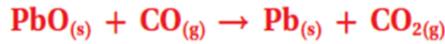
زيادة في عدد تأكسد Al من 0 إلى +3 / تأكسد

Fe⁺³
اختزل
إذاً (Fe₂O₃)
عامل مؤكسد

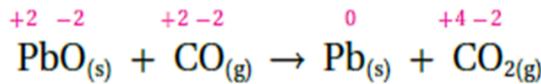


نقصان عدد تأكسد Fe من +3 إلى 0 / اختزال

مثال 6: أحدُّ العاملَ المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:



أحدُّ أعداد التأكسد لجميع الذرات في التفاعل:

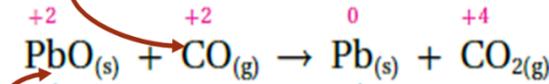


أحدُّ التغير في أعداد التأكسد:

C
تأكسد
إذاً (CO)
(عامل مختزل)

زيادة في عدد تأكسد C من +2 إلى +4 / تأكسد

Pb⁺²
اختزل
إذاً (PbO)
عامل مؤكسد



نقصان عدد تأكسد Pb من +2 إلى 0 / اختزال

✓ **أنتحق:**

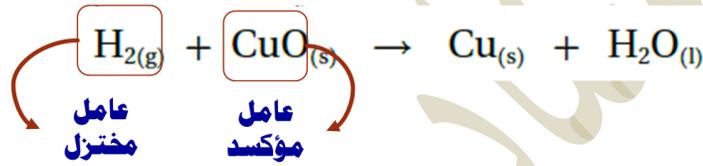
1- هل يحتاج حدوث التحوّلات الآتية إلى عامل مؤكسد أم عامل مختزل؟ أفسر إجابتي.

(أ) $I_2 \rightarrow 2I^-$ قل عدد التأكسد، نصف تفاعل اختزال / يحتاج عامل مختزل

(ب) $Sn^{+2} \rightarrow Sn^{+4}$ زد عدد التأكسد، نصف تفاعل تأكسد / يحتاج عامل مؤكسد

(ج) $Mn^{2+} \rightarrow MnO_2$ زد عدد التأكسد، نصف تفاعل تأكسد / يحتاج عامل مؤكسد

2- أهدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:



الربط مع الصناعة



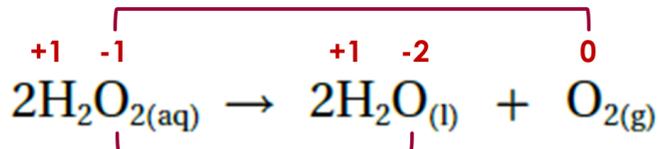
يستخدم تفاعل الشيرمايت في إصلاح السكك الحديدية حيث ينصهر الحديد الناتج بفعل الحرارة، ويصب مباشرة في أماكن الكسر في السكة الحديدية.

التأكسد والاختزال الذاتي:

❖ تتضمن تفاعلات التأكسد والاختزال وجود عامل مؤكسد وعامل مختزل، ولكن وُجد في بعض التفاعلات أن المادة نفسها تسلك كعامل مؤكسد وكعامل مختزل في التفاعل نفسه، ويسمى **تفاعل تأكسد واختزال ذاتي**.

❖ مثلاً، يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 حسب المعادلة:

الأكسجين تأكسد / عامل مختزل



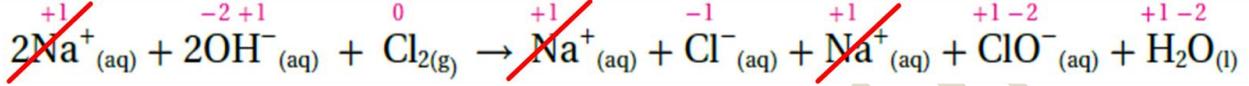
الأكسجين اختزال / عامل مؤكسد

□ التأكسد والاختزال حدثا لنفس العنصر وهو الأكسجين في H_2O_2 ؛ إذا التفاعل يمثل **تأكسد واختزال ذاتي**.

مثال 7: يتفاعل الكلور مع محلول هيدروكسيد الصوديوم البارد حسب المعادلة الكيميائية الآتية:

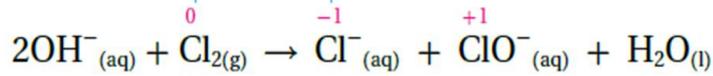


أبين لماذا يُعدُّ التفاعل أعلاه مثالاً على تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي.



الصوديوم Na أيون متفرج لذلك نحذفه

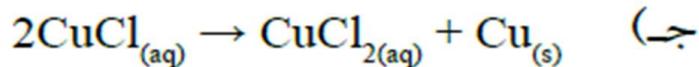
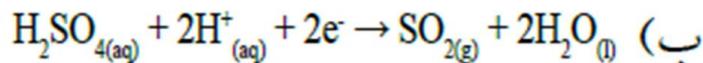
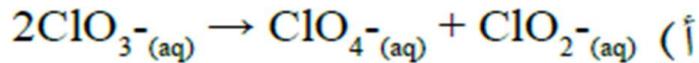
الكلور Cl اختزل / عامل مؤكسد



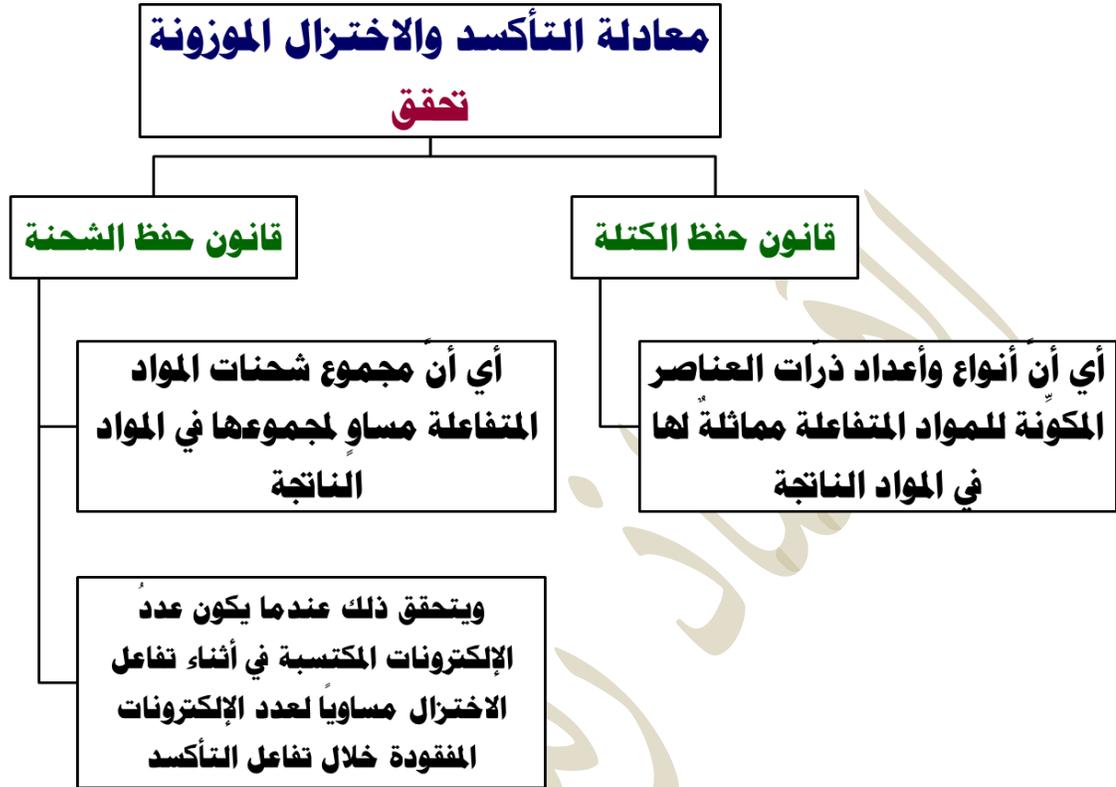
الكلور Cl تأكسد / عامل مختزل

□ يلاحظ أن أعداد التأكسد لجميع العناصر في المعادلة لم تتغير باستثناء عدد التأكسد للكلور

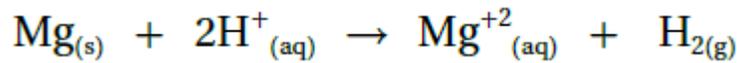
✓ **أتحقق:** أعدد المعادلات التي تمثل تفاعل تأكسد واختزال ذاتي:



موازنة معادلات التأكسد والاختزال:



مثال: هل المعادلة الآتية موزونة؟



نعم موزونة؛ عدد ذرات المغنيسيوم والهيدروجين متساوٍ على طرفي المعادلة، وكذلك مجموع شحنات المواد المتفاعلة يساوي مجموعها للمواد الناتجة، ويساوي (2+) ، أن عدد الإلكترونات التي فقدتها ذرة المغنيسيوم يساوي عدد الإلكترونات التي اكتسبها أيون الهيدروجين، وتساوي (2).

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل:

❖ تعتمد طريقة نصف التفاعل لموازنة معادلة التأكسد والاختزال على قسمة المعادلة إلى نصفي تفاعل؛ نصف تفاعل تأكسد ونصف تفاعل اختزال، ثم موازنة كل نصف تفاعل منفرداً من حيث أعداد الذرات والشحنات، ثم مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة لنصفي التفاعل، يليها جمع نصفي التفاعل للحصول على المعادلة الموزونة.

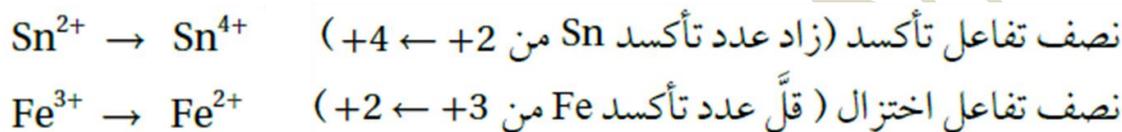
مثال 8:

أوازن معادلة التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل:



خطوات الحل:

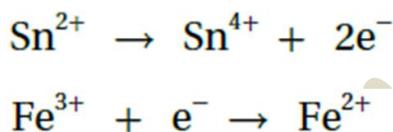
1. أقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل:



2. أوازن الذرات في كل نصف تفاعل:



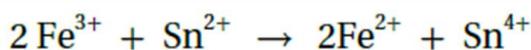
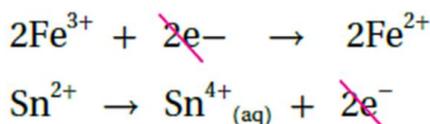
3. أوازن الشحنات:



4. أساوي عدد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة:



5. أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



ويمكن التحقق من صحّة الموازنة بمقارنة أعداد الذرات على طرفي المعادلة والتأكد من تساويها، والتأكد من أنَّ المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة متساوٍ، مع الانتباه إلى عدم ظهور الإلكترونات في المعادلة النهائية.

❖ تحدث معظم تفاعلات التأكسد والاختزال في المحاليل المائية في أوساط حمضية أو قاعدية؛ لذلك فإنَّ خطوات موازنة معادلاتها تحتاج إلى خطوات إضافية بحسب طبيعة الوسط.

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي:

❖ عند حدوث تفاعل التأكسد والاختزال في وسط حمضي فإنَّ الماء وأيونات الهيدروجين يكونان جزءاً من التفاعل؛ لذلك يُستخدمان في موازنة معادلات تفاعلات التأكسد والاختزال.

خطوات الموازنة في (الوسط الحمضي):

1. نقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والنواتجة، أو التغير في أعداد التأكسد.

2. أوازن كل نصف تفاعل باتباع الخطوات الآتية:

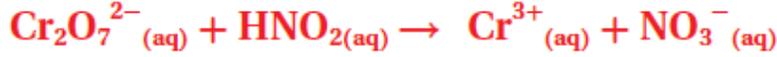
- أوازن الذرات، ما عدا الأكسجين والهيدروجين بالضرب بمعامل مناسب.
- أوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء (H_2O) إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرات الأكسجين بمقدار النقص فيها
- أوازن ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات الهيدروجين (H^+) إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرات الهيدروجين بمقدار النقص فيها.
- أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات (e^-) إلى طرف المعادلة الذي يكون المجموع الجبري للشحنات فيه أكبر، بحيث يصبح المجموع الجبري لها متساوياً على طرفيها.

3. يجب أن يساوي عدد الإلكترونات المفقودة خلال نصف تفاعل التأكسد عدد الإلكترونات المكتسبة خلال نصف تفاعل الاختزال؛ لذلك يلزم أحياناً ضرب إحدى المعادلتين أو كليهما بمعاملات مناسبة بحيث يصبح عدد الإلكترونات المفقودة مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة في التفاعل.

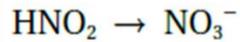
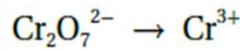
4. أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحصول على معادلة التفاعل الكليّ الموزونة، وذلك بحذف الإلكترونات من طرفي المعادلة، وأكتب المعادلة بأبسط صورة.

مثال 9:

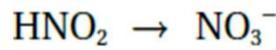
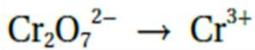
أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي



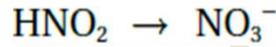
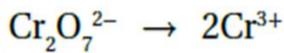
1. نقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والنواتجة، أو التغير في أعداد التأكسد.



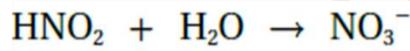
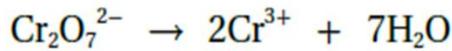
2. أوازن كل نصف تفاعل باتباع الخطوات الآتية:



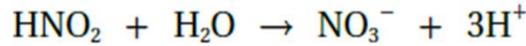
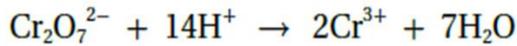
أوازن الذرات، ما عدا الأكسجين والهيدروجين



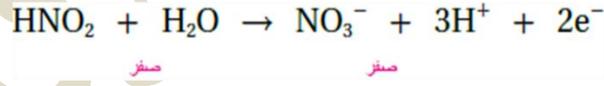
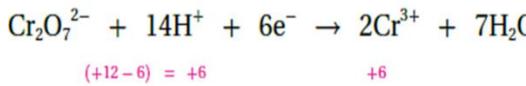
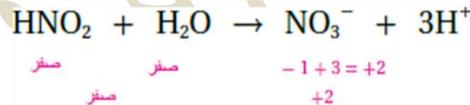
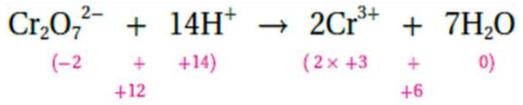
أوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء (H_2O)



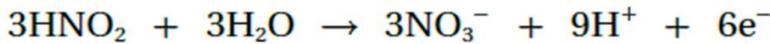
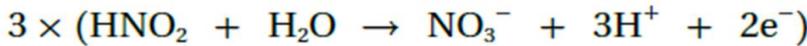
أوازن ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات الهيدروجين (H^+)



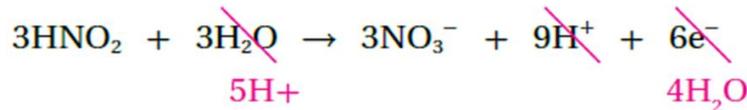
أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات (e^-)



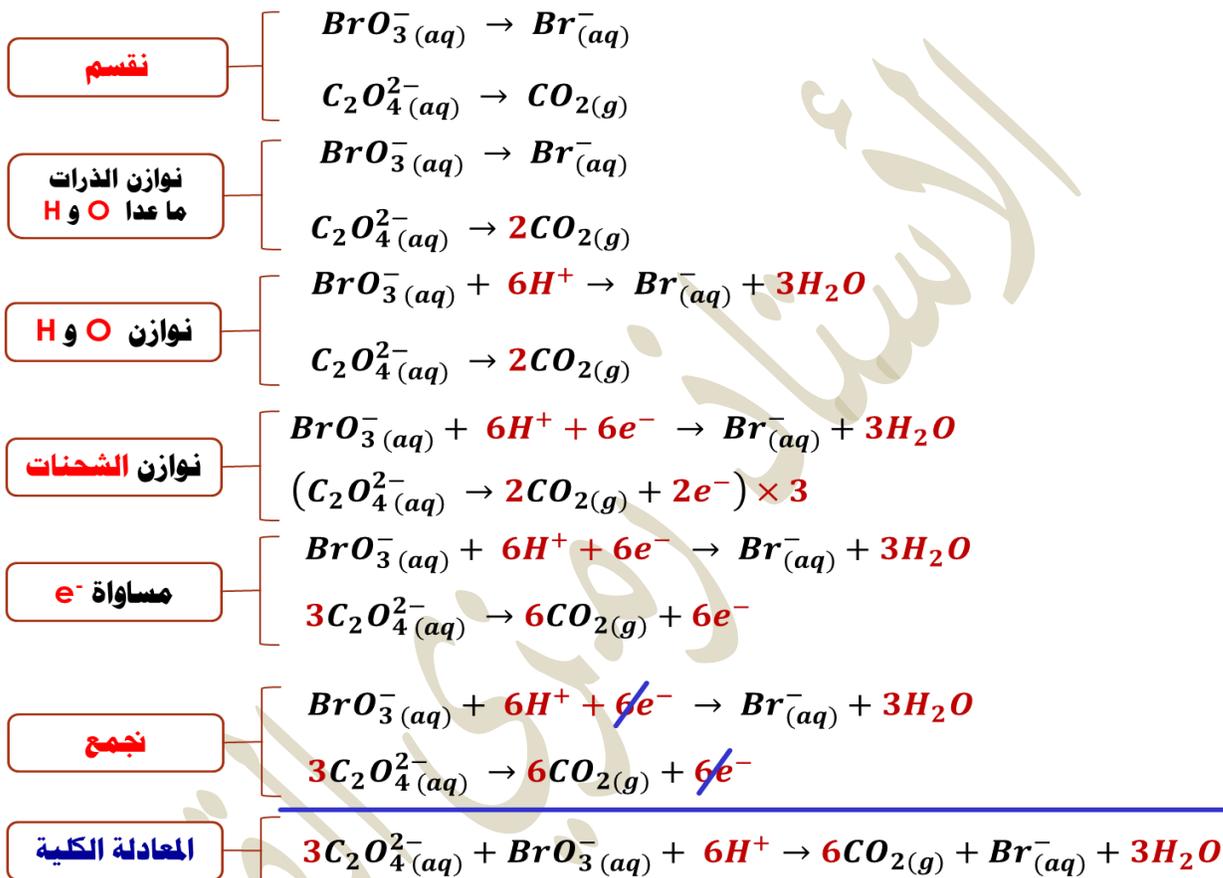
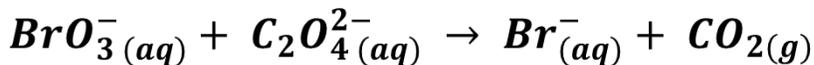
3. يجب مساواة عدد الإلكترونات المفقودة لعدد الإلكترونات المكتسبة في التفاعل.



4. أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحصول على معادلة التفاعل الكليّ الموزونة، وذلك بحذف الإلكترونات من طرفي المعادلة، وأكتب المعادلة بأبسط صورة.

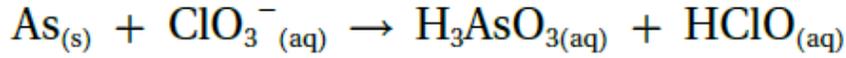


✓ **أتحقق:** أوازن المعادلتين الآتيتين بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي، وأحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل منها.

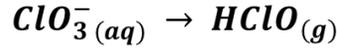
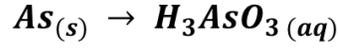


العامل المختزل: $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

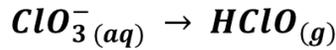
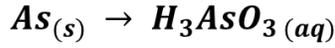
العامل المؤكسد: BrO_3^-



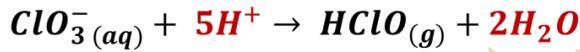
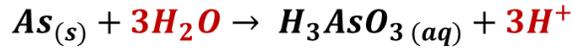
نقسم



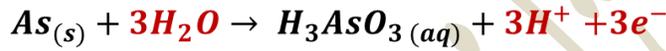
نوازن الذرات
ما عدا H و O



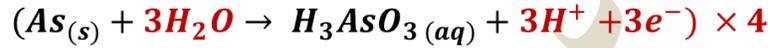
نوازن O و H



نوازن الشحنات



مساواة e⁻



نجمع



المعادلة الكلية



العامل المختزل: **As**

العامل المؤكسد: **ClO₃⁻**

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل في وسط قاعدي:

❖ توازن معادلات التأكسد والاختزال في وسط قاعدي بالخطوات نفسها المتبعة لموازنتها في الوسط الحمضي، ثم تضاف الخطوات الآتية:

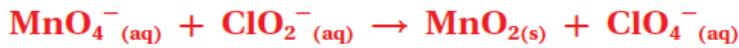
5. يضاف عددٌ من أيونات الهيدروكسيد (OH^-) مساو لعدد أيونات الهيدروجين (H^+) في المعادلة الموزونة في الوسط الحمضي إلى طرفي المعادلة.

(تتعادل أيونات الهيدروجين (H^+) مع أيونات الهيدروكسيد (OH^-) مكونة عدداً من جزيئات الماء (H_2O))

6. تُختصر جزيئات الماء في طرفي المعادلة بحيث تُظهر في أحد أطراف التفاعل الكليّ الموزون.

مثال 10:

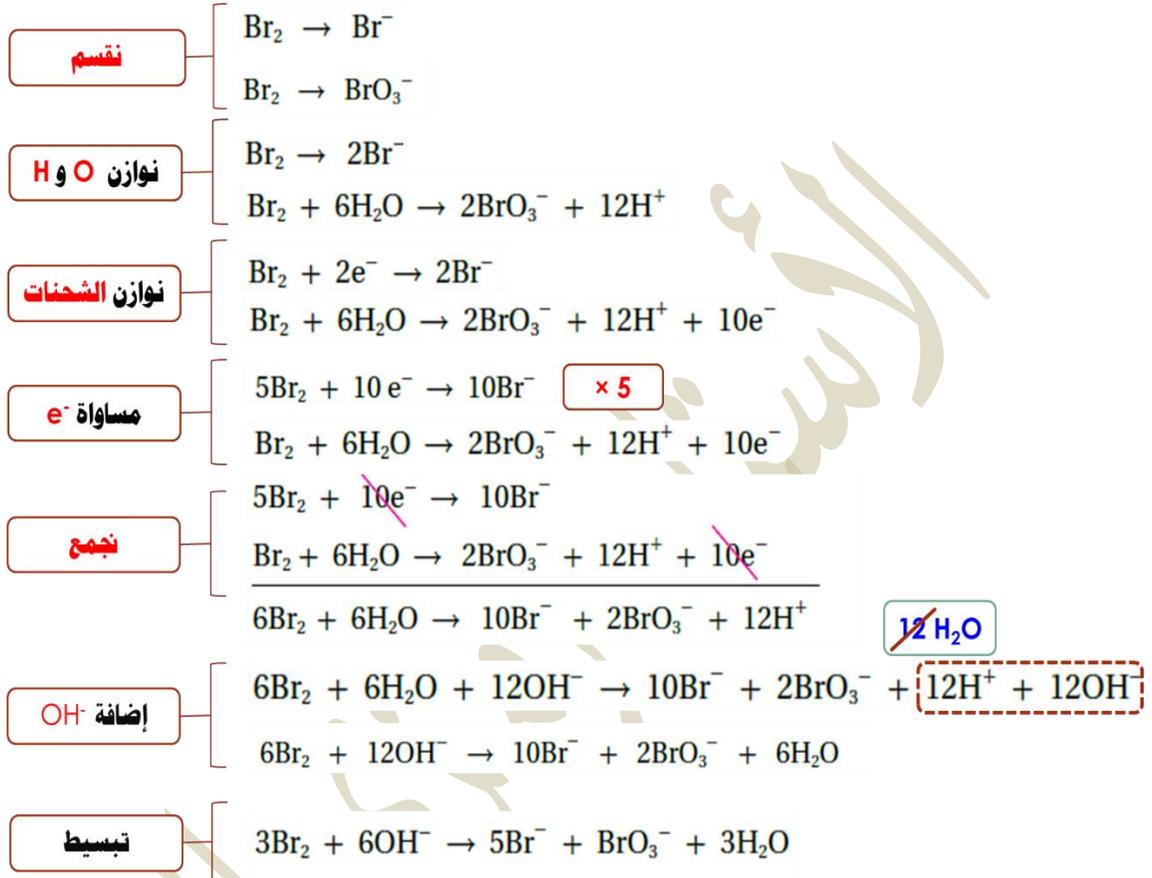
أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي



نقسم	$\text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$ $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$
نوازن O و H	$\text{ClO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_4^- + 4\text{H}^+$ $\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
نوازن الشحنات	$\text{ClO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_4^- + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ $\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
مساواة e^-	$(\text{ClO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_4^- + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-) \times 3$ $(\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}) \times 4$
نجمع	$\begin{array}{r} 3\text{ClO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{ClO}_4^- + 12\text{H}^+ + 12\text{e}^- \\ 4\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 12\text{e}^- \rightarrow 4\text{MnO}_2 + 8\text{H}_2\text{O} \\ \hline 3\text{ClO}_2^- + 4\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 3\text{ClO}_4^- + 4\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$
إضافة OH^-	$3\text{ClO}_2^- + 4\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 4\text{OH}^- \rightarrow 3\text{ClO}_4^- + 4\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{OH}^-$ <p style="text-align: center;">$\underbrace{4\text{H}^+ + 4\text{OH}^-}_{4\text{H}_2\text{O}}$</p>
تبسيط	$3\text{ClO}_2^- + 4\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{ClO}_4^- + 4\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$

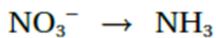
مثال 11:

أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي: $\text{Br}_2(\text{l}) \rightarrow \text{Br}^-(\text{aq}) + \text{BrO}_3^-(\text{aq})$

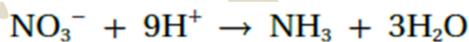


مثال 12:

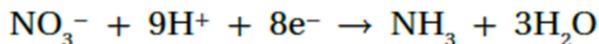
أوازن نصف التفاعل الآتي بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي: $\text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{aq})$



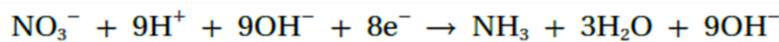
موازنة الذرات، ما عدا الأكسجين والهيدروجين



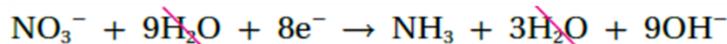
موازنة ذرات الأكسجين وذرات الهيدروجين



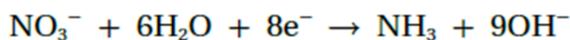
موازنة الشحنات



إضافة أيونات الهيدروكسيد (OH⁻)

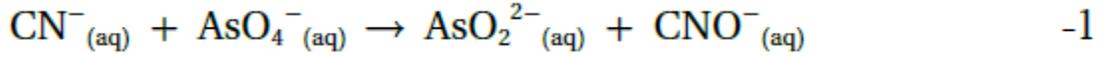


اختصار جزيئات الماء في طرفي المعادلة



معادلة نصف التفاعل الموزونة:

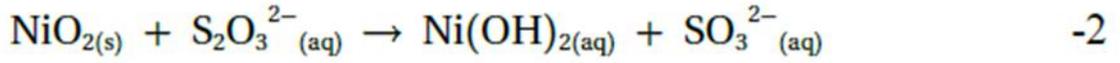
✓ **أتحقق:** أوازن المعادلتين الآتيتين بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي، وأحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل منها.



نقسم	$\text{CN}^-_{(aq)} \rightarrow \text{OCN}^-_{(aq)}$ $\text{AsO}_4^-_{(aq)} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-}_{(aq)}$
نوازن الذرات ما عدا H و O	$\text{CN}^-_{(aq)} \rightarrow \text{OCN}^-_{(aq)}$ $\text{AsO}_4^-_{(aq)} \rightarrow \text{AsO}_2^{2-}_{(aq)}$
نوازن O و H	$\text{CN}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OCN}^-_{(aq)} + 2\text{H}^+$ $\text{AsO}_4^-_{(aq)} + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{AsO}_2^{2-}_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}$
نوازن الشحنات	$\text{CN}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OCN}^-_{(aq)} + 2\text{H}^+ + 2e^-$ $\text{AsO}_4^-_{(aq)} + 4\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{AsO}_2^{2-}_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}$
مساواة e ⁻	$(\text{CN}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OCN}^-_{(aq)} + 2\text{H}^+ + 2e^-) \times 5$ $(\text{AsO}_4^-_{(aq)} + 4\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{AsO}_2^{2-}_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}) \times 2$
نجمع	$5\text{CN}^-_{(aq)} + 5\cancel{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow 5\text{OCN}^-_{(aq)} + 10\text{H}^+ + 10e^-$ $2\text{AsO}_4^-_{(aq)} + 8\cancel{\text{H}^+} + 10\cancel{e^-} \rightarrow 2\text{AsO}_2^{2-}_{(aq)} + 4\cancel{\text{H}_2\text{O}}$
المعادلة الكلية	$5\text{CN}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{AsO}_4^-_{(aq)} \rightarrow 5\text{OCN}^-_{(aq)} + 2\text{H}^+ + 2\text{AsO}_2^{2-}_{(aq)}$
إضافة OH ⁻	$5\text{CN}^-_{(aq)} + \cancel{\text{H}_2\text{O}} + 2\text{AsO}_4^-_{(aq)} + 2\text{OH}^- \rightarrow 5\text{OCN}^-_{(aq)} + 2\text{AsO}_2^{2-}_{(aq)} + \boxed{2\text{H}^+ + 2\text{OH}^-}$
تبسيط	$5\text{CN}^-_{(aq)} + 2\text{AsO}_4^-_{(aq)} + 2\text{OH}^- \rightarrow 5\text{OCN}^-_{(aq)} + 2\text{AsO}_2^{2-}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}$

العامل المختزل: CN^-

العامل المؤكسد: AsO_4^-



نقسم	$\text{NiO}_{2(s)} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{aq})$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$
نوازن الذرات ما عدا H و O	$\text{NiO}_{2(s)} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{aq})$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$
نوازن H و O	$\text{NiO}_{2(s)} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{aq})$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + 6\text{H}^+$
نوازن الشحنات	$\text{NiO}_{2(s)} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{aq})$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
مساواة e ⁻	$(\text{NiO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2) \times 2$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
نجمع	$2\text{NiO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2$ $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
المعادلة الكلية	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{NiO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$
إضافة OH ⁻	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{NiO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{OH}^-$
تبسيط	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{NiO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{Ni}(\text{OH})_2$

العامل المختزل: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

العامل المؤكسد: NiO_2

مراجعة الدرس 1

1- أفسر: تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان، يحدثان دائماً معاً.

لأنه حتى يحدث تفاعل التأكسد لا بد من وجود عامل مؤكسد يتسبب في حدوث عملية التأكسد ويكتسب الإلكترونات التي يفقدها العامل المختزل الذي تسبب في اختزال العامل المؤكسد.

2- أوضِّح المقصود بكل من: أ. عدد التأكسد ب. التأكسد والاختزال الذاتي

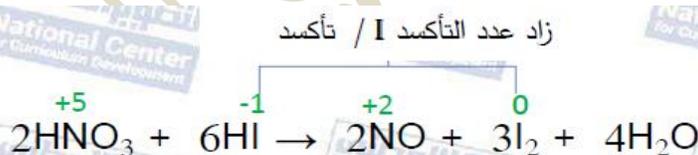
أ. عدد التأكسد: الشحنة الفعلية لأيون الذرة، والشحنة التي تكتسبها الذرة المكونة للرابطة التساهمية مع ذرة أخرى فيما لو انتقلت إلكترونات الرابطة كلياً إلى الذرة الأعلى سالبة كهربائية.

ب. التأكسد والاختزال الذاتي: سلوك المادة كعامل مؤكسد وكعامل مختزل في التفاعل نفسه.

3- أحسب عدد تأكسد العنصر الذي تحته خط:

$\text{Ba}\underline{\text{O}}_2$	$\text{H}_2\underline{\text{P}}\text{O}_4^-$	$\text{LiAl}\underline{\text{H}}_4$	$\text{K}_2\underline{\text{S}}\text{nO}_2$	$\text{Na}\underline{\text{B}}\text{iO}_3$	$\underline{\text{N}}_2\text{O}_4$
-1	+5	-1	+2	+5	+4

4- أطبق: أحدد العناصر التي تأكسدت والعناصر التي اختزلت في التفاعلات الآتية:

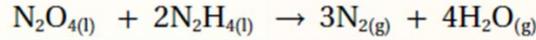


قل عدد التأكسد / N اختزل



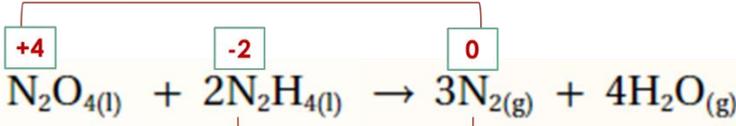
قل عدد التأكسد / H اختزل

5- أُطَبِّقْ: أدرُسْ المعادلة الموزونة التي تمثِّلُ تفاعل N_2O_4 مع N_2H_4 لتكوين غاز N_2 وبخار الماء، ثمَّ أجيبْ عن الأسئلة الآتية:



أ) أ حَدِّدْ التغيُّر في أعداد تأكسد ذرَّات النيتروجين في التفاعل.

قل عدد تأكسد N بمقدار 4 (اختزل)



زاد عدد تأكسد N بمقدار 2 (تأكسد)

ب) هل تمثِّلُ المعادلة تفاعل تأكسد واختزال ذاتي؟

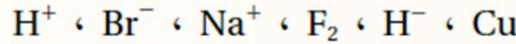
لا، لأن التأكسد والاختزال حدثا لذرتي نيتروجين في مركبين مختلفين.

ج) أ حَدِّدْ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل.

العامل المختزل: N_2H_4

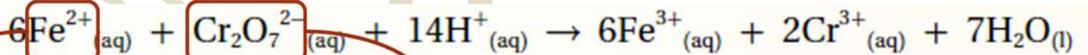
العامل المؤكسد: N_2O_4

6- أ حَدِّدْ المادة التي يمكن أن تسلك كعامل مؤكسد والمادة التي يمكن أن تسلك كعامل مُختزل:



H^+	Na^+	F_2	المواد التي يمكن أن تسلك كعوامل مؤكسدة
Br^-	H^-	Cu	المواد التي يمكن أن تسلك كعوامل مختزلة

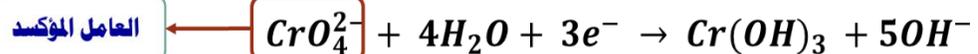
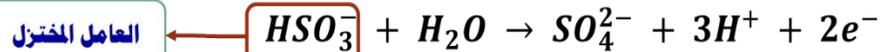
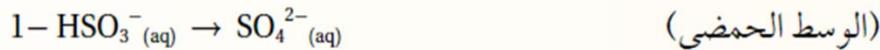
7- أ حَدِّدْ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل الآتي:



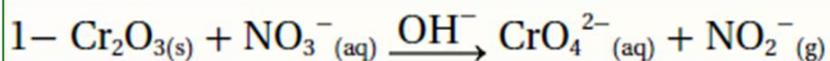
العامل المختزل

العامل المؤكسد

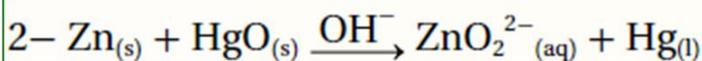
8- أُطَبِّقْ: أوازنُ أنصافَ التفاعلات الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدِّدُ ما إذا كانت المادة تمثِّلُ عاملاً مؤكسداً أم عاملاً مُختزلاً:



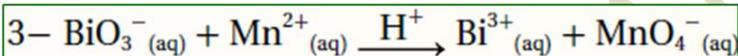
9- أطيّق: أوازنُ معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كلّ منها:



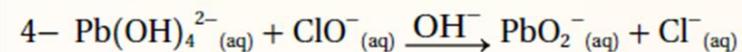
العامل المؤكسد: NO_3^- ، العامل المختزل: Cr_2O_3



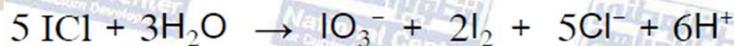
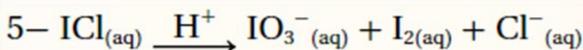
العامل المؤكسد: Zn ، العامل المختزل: HgO



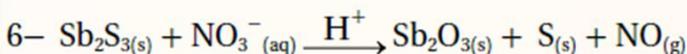
العامل المؤكسد: BiO_3^- ، العامل المختزل: Mn^{2+}



العامل المؤكسد: ClO^- ، العامل المختزل: $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-}$



العامل المؤكسد: ICl ، العامل المختزل: ICl



المعادلة الكلية الموزونة: $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 2\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_3 + 3\text{S} + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

العامل المؤكسد: NO_3^- ، العامل المختزل: Sb_2S_3

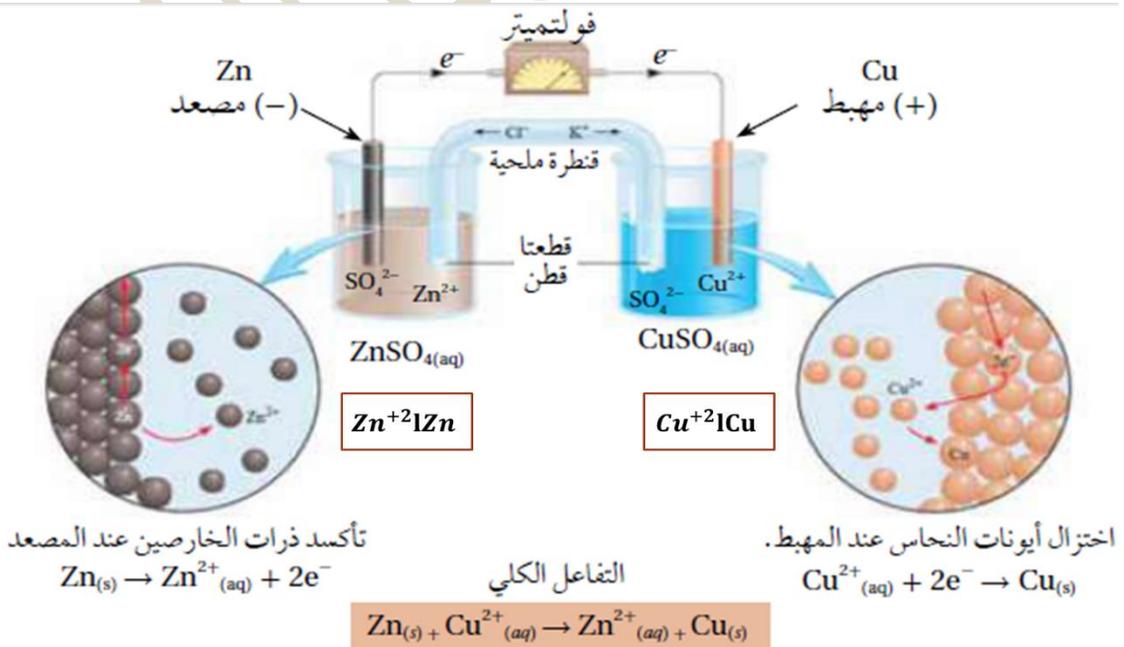
الخلايا الجلفانية

الدرس 2

الخلايا الكهركيميائية:

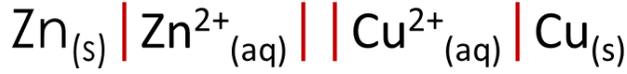
- ❖ **الخلايا الكهركيميائية:** الخلايا التي تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائية أو مستهلكة لها.
- ❖ تقسم إلى نوعين: الخلايا الجلفانية، وخلايا التحليل الكهربائي.
- ❖ تُستخدم الخلايا الجلفانية في مجالات واسعة في الحياة؛ بالبطاريات بأنواعها، كالبطارية القابلة للشحن التي تُستخدم في الهواتف الخلوية والحواسيب المحمولة وخلايا الوقود.
- ❖ **خلايا الوقود:** هي خلايا جلفانية تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تؤدي إلى إنتاج تيار كهربائي؛ أي تتحول الطاقة الكيميائية فيها إلى طاقة كهربائية.

الشكل (4): بعض الأجهزة التي تستخدم البطاريات.



كيمياء الخلايا الجلفانية:





نصف خلية
التأكسد

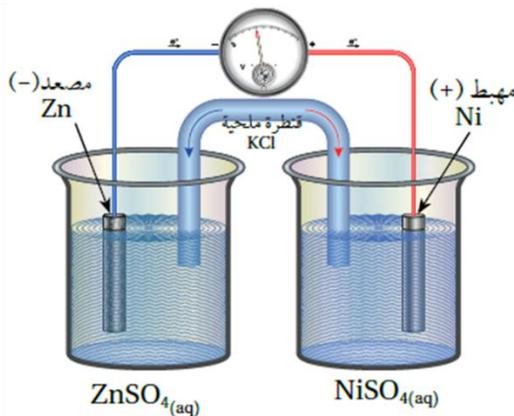
قنطرة ملحية

نصف خلية
الاختزال

يجري البدءُ بكتابةِ مكوناتِ نصفِ خليةِ التأكسدِ من اليسار، فتكتبُ المادةُ التي يحدثُ لها تأكسدٌ أولاً ثم يُنتجُ عمليةُ التأكسد، ويفصلُ بينهما خطٌ (|) ثم يرسمُ خطانِ متوازيانِ (||) يمثلانِ القنطرةَ الملحيةَ، ثم تكتبُ مكوناتِ نصفِ خليةِ الاختزال، فتكتبُ المادةُ التي يحدثُ لها اختزال، ثم ناتجَ عمليةِ الاختزال، ويفصلُ بينهما خطٌ (|).

مثال 1:

أدرُسُ الشكلَ المجاور، الذي يمثلُ خليةً جلفانيةً مكونةً من نصفِ خليةِ الخارصينِ $\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$ ونصفِ خليةِ النيكلِ $\text{Ni}^{2+} \mid \text{Ni}$ ، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلةِ الآتية:



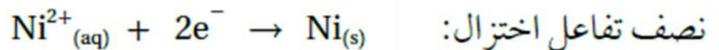
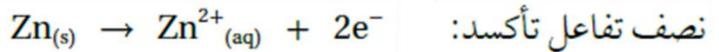
1- أحددُ كلاً من المصعد والمهبط في الخلية.

انحراف مؤشر الفولتميتر باتجاه قطب النيكل؛ أي أن الخارصين (Zn) يمثل المصعد، والنيكل (Ni) يمثل المهبط.

2- أحددُ اتجاه حركة الإلكترونات عبر أسلاكها.

تتحرك الإلكترونات عبر الأسلاك من قطب الخارصين (Zn) حيث تتأكسد ذراته إلى قطب النيكل (Ni) وتختزل أيوناته.

3- أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.



4- أحددُ اتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة عبر القنطرة الملحية.

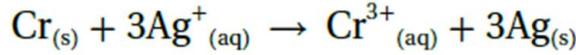
تتحرك الأيونات السالبة Cl^- من القنطرة الملحية باتجاه نصف خلية الخارصين $\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$ ، وتتحرك الأيونات

الموجبة K^+ من القنطرة الملحية إلى نصف خلية النيكل $\text{Ni}^{2+} \mid \text{Ni}$.

5- ما التغيير في كتلة كل من قطبي النيكل والخارصين؟

تقلُّ كتلة قطب الخارصين نتيجة تأكسد ذراته وتحولها إلى أيونات Zn^{2+} تنتقل إلى المحلول، وتزداد كتلة قطب النيكل نتيجة اختزال أيوناته Ni^{2+} وترسبها على القطب.

✓ **أتحقَّق:** في الخلية الجلفانية، التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



1- أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.



نصف تفاعل التأكسد



نصف تفاعل الاختزال

2- أحددُ كلاً من المصعد والمهبط واتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.

المهبط Ag

المصعد Cr

تتحرك الإلكترونات من المصعد وهو قطب الكروم Cr إلى قطب المهبط وهو قطب الفضة Ag عبر الدارة الخارجية.

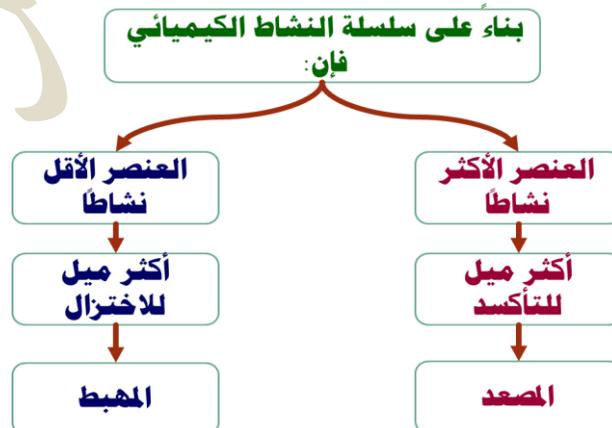
3- أحددُ اتجاه حركة الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية.

يزداد تركيز أيونات Cr^{3+} في نصف خلية الكروم بسبب تأكسد ذراته، لذلك تتحرك الأيونات السالبة من القنطرة الملحية باتجاهها لمعادلة هذه الزيادة.

4- ما القطب الذي تزداد كتلته؟ ولماذا؟ تزداد كتلة قطب Ag بسبب اختزال أيونات Ag^+ وترسبها عليه.

جهد الخلية الجلفانية:

- ❖ يُعدُّ جهدُ الخلية الجلفانية مقياساً لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، ويُقاسُ بالفولت، وهو القوةُ الدافعةُ الكهربائية المتولدة بين قطبي الخلية بسبب فرق الجهد بين القطبين، الذي يزدادُ بزيادة ميل كلٍّ من نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث.
- ❖ العنصر الأكثر نشاطاً (بناءً على سلسلة النشاط الكيميائي)، يكون أكثر ميلً للتأكسد من العنصر الأقل نشاطاً؛ لذلك تتولد قوة دافعة كهربائية تدفع الإلكترونات إلى الحركة من قطب التأكسد المصعد إلى قطب المهبط.



- ❖ يُعَبَّرُ عن ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث بجهد الاختزال، وَيُرْمَزُ له بالرمز ($E_{\text{reduction}}$).
- ❖ وَيُعَبَّرُ عن ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث بجهد التأكسد، وَيُرْمَزُ له بالرمز ($E_{\text{oxidation}}$).
- ❖ تمتلك نصف الخلية التي يحدث فيها تفاعل الاختزال جهداً اختزال أعلى من نصف الخلية التي يحدث فيها تفاعل التأكسد، والفرق بين جهود الاختزال لكلا التفاعلين يساوي جهد الخلية.



$$E_{\text{cell}} = E_{\text{reduction(cathode)}} - E_{\text{reduction(anode)}}$$

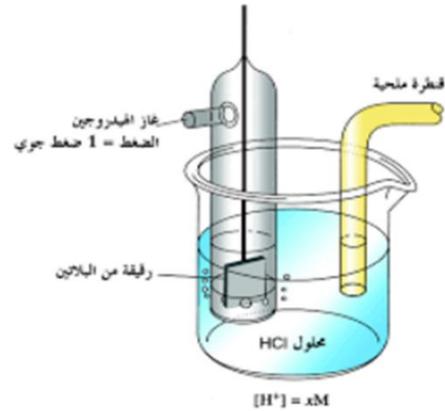
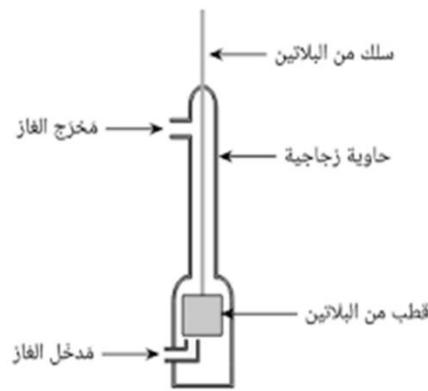
- ❖ يسمى جهد الخلية بـ **جهد الخلية المعياري**: عندما يقاس جهدُ الخلية في الظروف المعيارية (درجة حرارة 25°C وتركيز الأيونات يساوي 1 M، وضغط الغاز يساوي 1 atm).
- ❖ جهد الخلية المعياري:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{reduction(cathode)}} - E^{\circ}_{\text{reduction(anode)}}$$

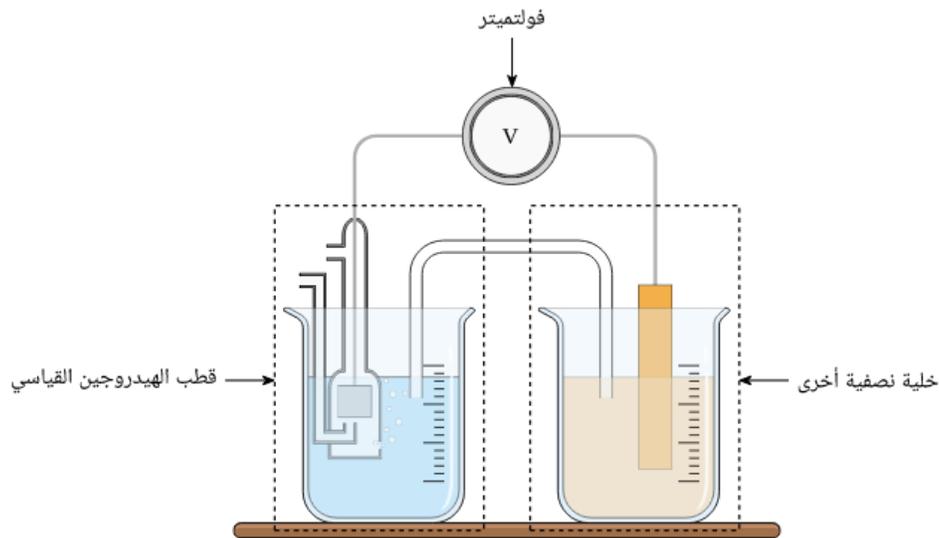
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

جهد الاختزال المعياري:

- ❖ لا يمكن قياس جهد نصف خلية منفردة، ولكن عند وصل نصفي خلية لتكوين خلية جلفانية؛ يمكن قياس فرق الجهد بينهما أي جهد الخلية؛ لذلك اختار العلماء قطب مرجعي هو قطب الهيدروجين المعياري لقياس جهود اختزال أقطاب العناصر الأخرى.
- ❖ جرى اختيار الهيدروجين؛ لأنَّ نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر، وقد اصطلح العلماء على أنَّ جهد الاختزال المعياري له يساوي (0 V).
- ❖ يتكوَّن قطب الهيدروجين المعياري من وعاء يحتوي على صفيحة من البلاتين مغموسة في محلول حمضي تركيز أيونات الهيدروجين (H⁺) فيه (1 M)، مثل حمض الهيدروكلوريك (HCl)، ويجري ضخُّ غاز الهيدروجين إلى المحلول عند ضغط للغاز يساوي 1 ضغط جوي (1 atm) ودرجة حرارة (25°C).



- ❖ يمكن تمثيل التفاعل الذي يحدث في نصف خلية الهيدروجين بالمعادلة:



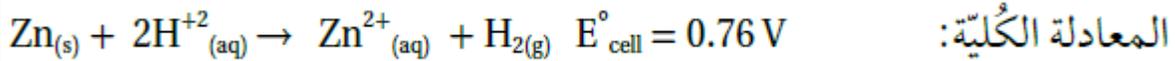
يمثل الشكل الآتي:
(خلية جلفانية من قطب الهيدروجين المعياري ونصف خلية الخارصين في الظروف المعيارية)



- نلاحظ أنّ قراءة الفولتميتر (0.76 V) وهي قراءة تمثل فرق الجهد بين قطبي الخارصين والهيدروجين المعياريين.
- يجب تحديداً المصعد والمهبط في الخلية؛ لكي يُحدّد جهد الاختزال المعياري للخارصين.
- نلاحظ أنّ اتجاه حركة الإلكترونات من قطب الخارصين باتجاه قطب الهيدروجين المعياريين؛ أي أنّ قطب الخارصين (Zn) يمثل المصعد وحدثت له عملية تأكسد، حسب المعادلة:



- قطب الهيدروجين يمثل المهبط وحدثت عملية اختزال لأيوناته، حسب المعادلة:



$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}}^{\circ} - E_{\text{anode}}^{\circ}$$

$$0.76\text{ V} = 0 - E_{\text{anode}}^{\circ}$$

$$E_{\text{Zn}}^{\circ} = -0.76\text{ V}$$

- نحسب جهد الاختزال المعياري للخارصين، من خلال العلاقة:

القيمة السالبة لجهد الاختزال المعياري لقطب الخارصين تعني أنّ أيونات الخارصين أقل ميل للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك اختزلت أيونات الهيدروجين وتأكسدت ذرات الخارصين في التفاعل التلقائي الذي حدث في الخلية الجلفانية.
(أيضاً ذرات الخارصين أكثر ميل للتأكسد من جزيئات الهيدروجين)

- ❖ جهد الاختزال المعياري للقطب: هو مقياسٌ لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية.
- ❖ جهد التأكسد المعياري للقطب يساوي جهد اختزاله المعياري ويعاكسُهُ في الإشارة.

$$E^{\circ}_{\text{oxidation}} = - E^{\circ}_{\text{reduction}}$$

❖ يمكن أيضاً حسابُ جهد الخلية المعياري باستخدام العلاقة:

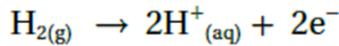
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{reduction}} + E^{\circ}_{\text{oxidation}}$$

مثال 2: في الخلية الجلفانية الممثلة بالرمز الآتي: $\text{Pt} \mid \text{H}_{2(\text{g})} \mid 2\text{H}^{+}_{(\text{aq})} \parallel \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} \mid \text{Cu}_{(\text{s})}$ إذا علمتُ أن جهد الخلية المعياري $0.34 \text{ V} = E^{\circ}_{\text{cell}}$ فأحسبُ جهد الاختزال المعياري للنحاس.

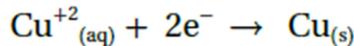


قطب الهيدروجين المعياري
يمثل نصف خلية التأكسد

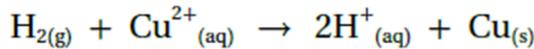
قطب النحاس المعياري
يمثل نصف خلية الاختزال



نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:



المعادلة الكلية:

$$E^{\circ}_{(\text{الخلية})} = E^{\circ}_{(\text{اختزال المهبط})} - E^{\circ}_{(\text{اختزال المصعد})}$$

$$0.34 \text{ V} = E^{\circ}_{\text{Cu}} - 0$$

$$E^{\circ}_{\text{Cu}} = 0.34 \text{ V}$$

جهد الاختزال المعياري للنحاس أكبر منه للهيدروجين؛ ممّا يعني أنّ أيونات النحاس أكثر ميلًا للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك تأكسدت جزيئات الهيدروجين واختزلت أيونات النحاس في التفاعل التلقائي الذي حدث في الخلية الجلفانية.

✓ **أتحقّق:** خلية جلفانية مكوّنة من نصف خلية الهيدروجين $2H^+|H_2|Pt$ ونصف خلية الكادميوم $Cd^{2+}|Cd$ المعياريين، أحسبُ جهدَ الاختزال المعياري للكادميوم إذا علمتُ أنّ جهد الخلية المعياري يساوي $0.4 V$ ونقصت كتلة قطب الكادميوم بعد تشغيل الخلية لفترة من الزمن.

- قطب النحاس المعياري : يمثل نصف خلية التأكسد (نقص كتلة قطب الكادميوم دليل على تأكسد ذراته)
- قطب الهيدروجين المعياري : يمثل نصف خلية الاختزال



$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

$$0.4 = 0 - E^{\circ}_{anode}$$

$$E^{\circ}_{anode} = -0.4 V$$

جدول جهود الاختزال المعيارية:

- ❖ استُخدمَ قطبُ الهيدروجين المعياري في بناء خلايا جلفانية متعدّدة، ومن خلال قياس جهودها المعيارية حُسِبَت جهودُ الاختزال المعيارية للأقطاب المختلفة التي استُخدمت فيها.
- ❖ اتفقَ الكيميائيون على كتابة أنصاف التفاعلات على شكل أنصاف تفاعل اختزال في الاتجاه الأمامي وترتيبها وفقاً لتزايد جهود الاختزال المعيارية في جدول سُمِّي **جدول جهود الاختزال المعيارية**.

نلاحظ من الجدول:

- ❖ أنّ أنصاف تفاعلات الاختزال في الجدول منعكسة.
- ❖ إنّ الموادً على يسار المعادلة تمثلُ عوامل مؤكسدة تحدثُ لها عمليةُ اختزال، بينما تمثلُ الموادً على يمين المعادلة عواملٌ مُختزلةٌ تحدثُ لها عمليةُ تأكسد.
- ❖ أنّ جهود الاختزال تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول.
- ❖ يُستفاد من جدول جهود الاختزال المعيارية في:
 - حساب جهد الخلية المعياري.
 - التنبؤ بتلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال.
 - مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة.

الجدول (1): جهود الاختزال المعيارية عند درجة حرارة 25°C.

نصف تفاعل الاختزال					E° (V)	
Li ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Li _(s)	-3.05	
K ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	K _(s)	-2.92	
Ca ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Ca _(s)	-2.76	
Na ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Na _(s)	-2.71	
Mg ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Mg _(s)	-2.37	
Al ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Al _(s)	-1.66	
Mn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Mn _(s)	-1.18	
2H ₂ O _(l)	+	2e ⁻	⇌	2OH ⁻ + H _{2(g)}	-0.83	
Zn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Zn _(s)	-0.76	
Cr ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Cr _(s)	-0.73	
Fe ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Fe _(s)	-0.44	
Cd ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Cd _(s)	-0.40	
Co ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Co _(s)	-0.28	
Ni ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Ni _(s)	-0.23	
Sn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Sn _(s)	-0.14	
Pb ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Pb _(s)	-0.13	
Fe ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Fe _(s)	-0.04	
2H ⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	H _{2(g)}	0.00	
Cu ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Cu _(s)	0.34	
I _{2(s)}	+	2e ⁻	⇌	2I ⁻ _(aq)	0.54	
Fe ³⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Fe ²⁺ _(aq)	0.77	
Ag ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Ag _(s)	0.80	
Hg ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Hg _(l)	0.85	
Br _{2(l)}	+	2e ⁻	⇌	2Br ⁻ _(aq)	1.07	
O _{2(g)}	+ 4H ⁺	+	4e ⁻	⇌	2H ₂ O _(l)	1.23
Cr ₂ O ₇ ²⁻ _(aq)	+ 14H ⁺	+	6e ⁻	⇌	7H ₂ O _(l) + 2Cr ³⁺ _(aq)	1.33
Cl _{2(g)}	+	2e ⁻	⇌	2Cl ⁻ _(aq)	1.36	
Au ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Au _(s)	1.5	
MnO ₄ ⁻ _(aq)	+ 8H ⁺	+	5e ⁻	⇌	4H ₂ O _(l) + Mn ²⁺ _(aq)	1.51
F _{2(g)}	+	2e ⁻	⇌	2F ⁻ _(aq)	2.87	

تزداد قوة العوامل المؤكسدة

تزداد قوة العوامل المختزلة

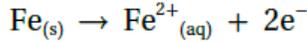
حساب جهد الخلية المعياري:

مثال 3: أحسب جهد الخلية المعياري للخلية الجلفانية التي يحدث فيها التفاعل الآتي:

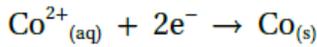


1- أعدد نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال اعتماداً على معادلة التفاعل الكلية:

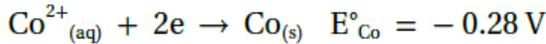
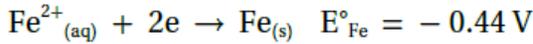
نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:



2- أكتب، من الجدول (1)، نصفي تفاعل الاختزال وجهود الاختزال المعيارية لنصفي التفاعل السابقين:



3- أحسب جهد الخلية المعياري E°_{cell} .

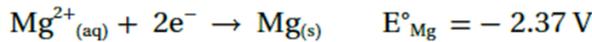
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{(\text{cathode})} - E^{\circ}_{(\text{anode})}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = -0.28 - (-0.44) = +0.16 \text{ V}$$

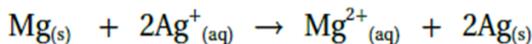
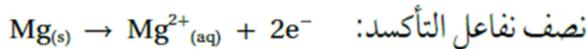
مثال 4:

خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الفضة $\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$ ونصف خلية المغنيسيوم $\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}$ في الظروف المعيارية. بالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل منهما في الجدول (1)، أحسب جهد الخلية المعياري.

1- أكتب نصفي تفاعل الاختزال لكل من قطبي الفضة والمغنيسيوم:



2- أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال الحادثين في الخلية الجلفانية



يلاحظ أن جهد الاختزال المعياري للفضة Ag أعلى منه للمغنيسيوم Mg ؛ أي أن أيونات الفضة Ag^{+} أكثر ميلًا للاختزال من أيونات المغنيسيوم Mg^{2+} لذلك فإن قطب الفضة Ag يمثل المهبط في الخلية الجلفانية؛ حيث تُختزل أيوناته، بينما يمثل قطب المغنيسيوم Mg المصعد فيها؛ حيث تتأكسد ذراته، كما في المعادلات الآتية:

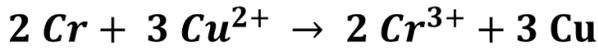
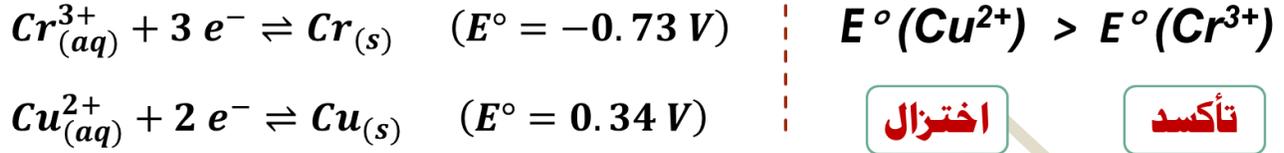
3- حساب جهد الخلية المعياري E°_{cell} .

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{(\text{cathode})} - E^{\circ}_{(\text{anode})}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0.8 - (-2.37) = +3.17 \text{ V}$$

جهد الاختزال يعتمد على نوع المادة وليس على كميتها (عدد مولاتها).

✓ **أنحَقق:** خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الكروم Cr^{3+}/Cr ونصف خلية النحاس Cu^{2+}/Cu المعياريين. بالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل منهما في الجدول (1)، أحسبُ جهدَ الخلية المعياري.

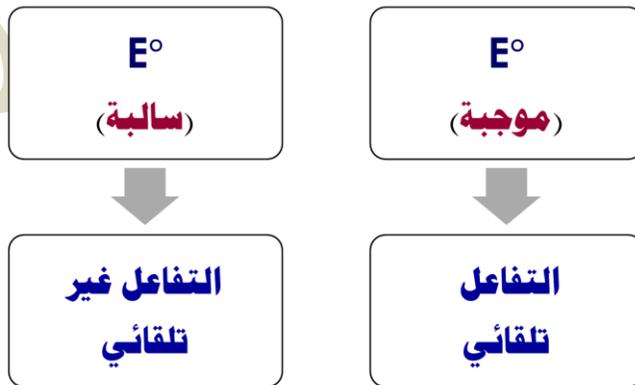


$$E^{\circ}_{cell} = 0.34 - (-0.73)$$

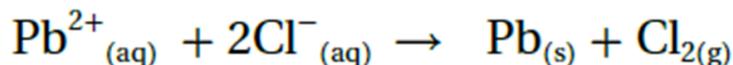
$$E^{\circ}_{cell} = 1.07 V$$

التنبؤ بتلقائية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال:

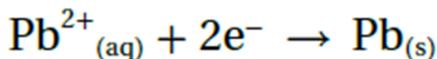
- ❖ تتفاعل بعض الفلزّات مع محلول حمض الهيدروكلوريك المُخفّف فينطلقُ غاز الهيدروجين، بينما لا يتفاعل بعضها الآخر، ومثال ذلك تفاعل النيكل مع حمض الهيدروكلوريك وإطلاقُ غاز الهيدروجين، أمّا النحاسُ فلا يتفاعل، ويحلُّ النحاسُ محلَّ الفضة في محلول نترات الفضة، بينما لا تحلُّ الفضةُ محلَّهُ في محلول نترات النحاس.
- ❖ تُستخدَمُ جهودُ الاختزال المعيارية للتنبؤ بتلقائية حدوث تفاعل التأكسد والاختزال؛ فتلقائية التفاعل هي حدوثُ التفاعل، وتكون النواتجُ دون الحاجة إلى طاقة كهربائية لإحداثه، ويتمُّ ذلك بحساب جهد الخلية المعياري للتفاعل؛ فإذا كان جهد الخلية المعياري للتفاعل موجباً يكونُ التفاعل تلقائياً، أمّا إذا كان سالباً فيكونُ التفاعل غير تلقائي.



مثال 5: أترقب، بالاستعانة بالجدول (1)، أي تفاعلات التأكسد والاختزال الممثلة بالمعادلات الآتية يحدث بشكل تلقائي، وأفسر ذلك.

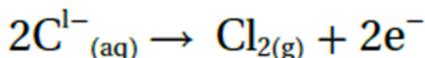


أ



نصف تفاعل الاختزال

$E^{\circ}_{Pb} = -0.13 V$



نصف تفاعل التأكسد

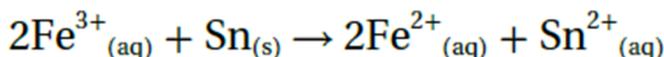
$E^{\circ}_{Cl_2} = 1.36 V$

$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$

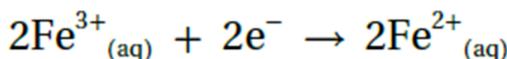
$E^{\circ}_{cell} = -0.13 - 1.36 = -1.49 V$

يلاحظ أن قيمة جهد الخلية المعياري للتفاعل **سالب**؛ مما يعني أن التفاعل **غير تلقائي الحدوث**.

ويمكن التوصل إلى النتيجة السابقة نفسها عند مقارنة جهود الاختزال المعيارية لكل من الرصاص والكلور؛ إذ يلاحظ أن جهد الاختزال للكلور أكبر من جهد اختزال الرصاص؛ أي أن ميل جزيئات الكلور للاختزال أكبر ومن ثم لا تتأكسد أيونات الكلور (Cl^{-}) ولا تختزل أيونات الرصاص (Pb^{2+})

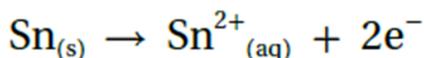


ب



نصف تفاعل الاختزال

$E^{\circ}_{Fe^{3+}|Fe^{2+}} = 0.77 V$



نصف تفاعل التأكسد

$E^{\circ}_{Sn} = -0.14 V$

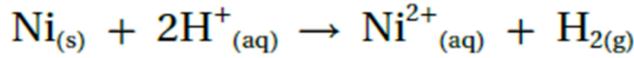
$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$

$E^{\circ}_{cell} = 0.77 - (-0.14) = 0.91 V$

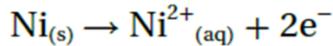
يلاحظ أن جهد الخلية المعياري للتفاعل **موجب**؛ مما يعني أن التفاعل **تلقائي الحدوث**.

مثال 6: أفسّر: يتفاعل فلزّ النيكل Ni مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl وينطلق غاز الهيدروجين.

1. نكتب معادلة أيونية تمثل تفاعل فلزّ النيكل مع حمض الهيدروكلوريك:



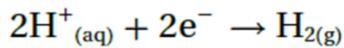
2. نكتب، بالاستعانة بمعادلة التفاعل السابقة، نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.



نصف تفاعل التأكسد

من جدول جهود الاختزال المعيارية

$$E^\circ_{\text{Ni}} = -0.23 \text{ V}$$



نصف تفاعل الاختزال

$$E^\circ_{\text{H}_2} = 0.00 \text{ V}$$

3. نحسب جهد الخلية المعياري للتفاعل:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}(\text{H}_2)} - E^\circ_{\text{anode}(\text{Ni})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.0 - (-0.23) = +0.23 \text{ V}$$

نلاحظ أيضاً: $E^\circ(\text{H}_2) > E^\circ(\text{Ni})$

اختزال

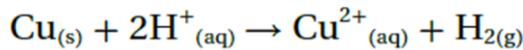
تأكسد

يلاحظ أن جهد الخلية المعياري للتفاعل موجب؛ مما يعني أن التفاعل تلقائي الحدوث.

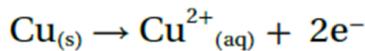
لذلك يتفاعل النيكل مع حمض الهيدروكلوريك ويتصاعد غاز الهيدروجين.

مثال 7: أفسّر: لا يتفاعل فلزّ النحاس Cu مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl، ولا ينطلق غاز الهيدروجين.

1. نفترض حدوث التفاعل، ونكتب معادلته:



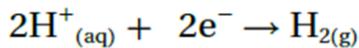
2. نكتب، بالاستعانة بمعادلة التفاعل السابقة، نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.



نصف تفاعل التأكسد

من جدول جهود الاختزال المعيارية

$$E^\circ_{\text{Cu}} = 0.34 \text{ V}$$



نصف تفاعل الاختزال

$$E^\circ_{\text{H}_2} = 0.00 \text{ V}$$

3. نحسب جهد الخلية المعياري للتفاعل:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}(\text{H}_2)} - E^\circ_{\text{anode}(\text{Cu})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.0 - 0.34 = -0.34 \text{ V}$$

نلاحظ أيضاً: $E^\circ(\text{Cu}) > E^\circ(\text{H}_2)$

اختزال

تأكسد

يلاحظ أن جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب؛ مما يعني أن التفاعل غير تلقائي الحدوث.

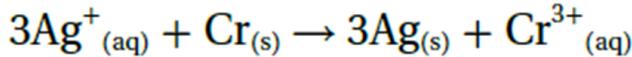
أي أن أيونات النحاس أكثر ميل للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك لا يتأكسد النحاس ولا تختزل أيونات الهيدروجين.

❖ يمكن أيضاً استخدام جهود الاختزال المعيارية للتنبؤ بإمكانية تفاعل الفلزّات أو اللافلزّات مع محاليل الأملاح، كما في الأمثلة الآتية:

مثال 8: هل يمكن تحريك محلول نترات الفضة $AgNO_3$ بمعلقة من الكروم Cr ؟

(هل يحدث تفاعل بين نترات الفضة والكروم؟)

حتى يحرك محلول ما بمعلقة معينة يجب ألا يحدث تفاعل بينها وبين أيونات المحلول عند تحريكه بها. ولعرفة ذلك، يفترض حدوث تفاعل وكتابة معادلته كالتالي:



التفاعل المتوقع هو تأكسد ذرات الكروم واختزال أيونات الفضة. ($E^\circ_{Cr} = -0.73 V, E^\circ_{Ag} = 0.8 V$)

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode(Ag)} - E^\circ_{anode(Cr)}$$

$$E^\circ(Ag) > E^\circ(Cr)$$

اختزال

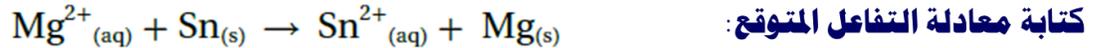
تأكسد

$$E^\circ_{cell} = 0.8 - (-0.73) = +1.53 V$$

يلاحظ أن جهد الخلية المعياري للتفاعل موجب؛ أي أن التفاعل تلقائي الحدوث، ومن ثم لا يمكن تحريك محلول نترات الفضة بمعلقة من الكروم.

مثال 9: هل يمكن حفظ محلول كبريتات المغنيسيوم $Mg(NO_3)_2$ بوعاء من القصدير Sn ؟

(هل يحدث تفاعل بين محلول نترات المغنيسيوم والقصدير)



كتابة معادلة التفاعل المتوقع:

$$(E^\circ_{Mg} = -2.37 V, E^\circ_{Sn} = -0.14 V)$$

يلاحظ أن التفاعل المتوقع هو تأكسد ذرات القصدير واختزال أيونات المغنيسيوم

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode(Mg)} - E^\circ_{anode(Sn)}$$

$$E^\circ_{cell} = -2.37 - (-0.14) = -2.23 V$$

$$E^\circ(Sn) > E^\circ(Mg)$$

اختزال

تأكسد

يلاحظ أن جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب؛ أي أن التفاعل غير تلقائي الحدوث، ومن ثم يمكن حفظ محلول نترات المغنيسيوم بوعاء من القصدير.

أيونات Sn^{2+} أكثر ميل للاختزال من أيونات Mg^{2+} لذلك لا يتأكسد القصدير ولا يختزل أيونات المغنيسيوم؛ أي أن التفاعل بينهما غير تلقائي.

✓ **أتحقق:** باستخدام جدول جهود الاختزال المعيارية أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أوقع: هل يمكن حفظ محلول كبريتات الحديد $FeSO_4$ في وعاء من الألمنيوم Al؟ أبرر إجابتي.

أكتب معادلة التفاعل المتوقع بين أيونات Fe^{2+} والألمنيوم، ثم أحسب جهد الخلية المعياري للتفاعل:



$$E_{cell}^{\circ} = E_{cathode}^{\circ} - E_{anode}^{\circ}$$

$$E_{cell}^{\circ} = -0.44 - (-1.66)$$

$$E_{anode}^{\circ} = 1.22 V$$

جهد الخلية المعياري للتفاعل موجب، أي أنه يحدث تفاعل تلقائي بينهما، لذلك لا يمكن حفظ محلول كبريتات الحديد في وعاء من الألمنيوم.

ويمكن الحل بطريقة أخرى وهي: مقارنة جهود الاختزال المعيارية لكل من الألمنيوم

$$E^{\circ}(Fe) > E^{\circ}(Al)$$

اختزال

تأكسد

أيونات Fe^{2+} أكثر ميل للاختزال من أيونات Al^{3+} لذلك تختزل أيونات الحديد تتأكسد أيونات الألمنيوم؛ أي أن التفاعل بينهما تلقائي.

2- أوقع: هل يمكن تحضير البروم Br_2 من محلول بروميد البوتاسيوم KBr باستخدام اليود I_2 ؟ أبرر إجابتي.

أكتب معادلة الأيونية للتفاعل المتوقع، ثم أحسب جهد الخلية المعياري للتفاعل:



$$E_{cell}^{\circ} = E_{cathode}^{\circ} - E_{anode}^{\circ}$$

$$E_{cell}^{\circ} = 0.54 - 1.07$$

$$E_{anode}^{\circ} = -0.53 V$$

جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب، أي أن التفاعل غير تلقائي بينهما، لذلك لا يمكن تحضير البروم من محلول بروميد البوتاسيوم باستخدام اليود.

$$E^{\circ}(Br_2) > E^{\circ}(I_2)$$

اختزال

تأكسد

البروم أكثر ميل للاختزال اليود لذلك لا يتأكسد البروم ولا يختزل اليود؛ أي أن التفاعل بينهما غير تلقائي.

الربط مع الحياة

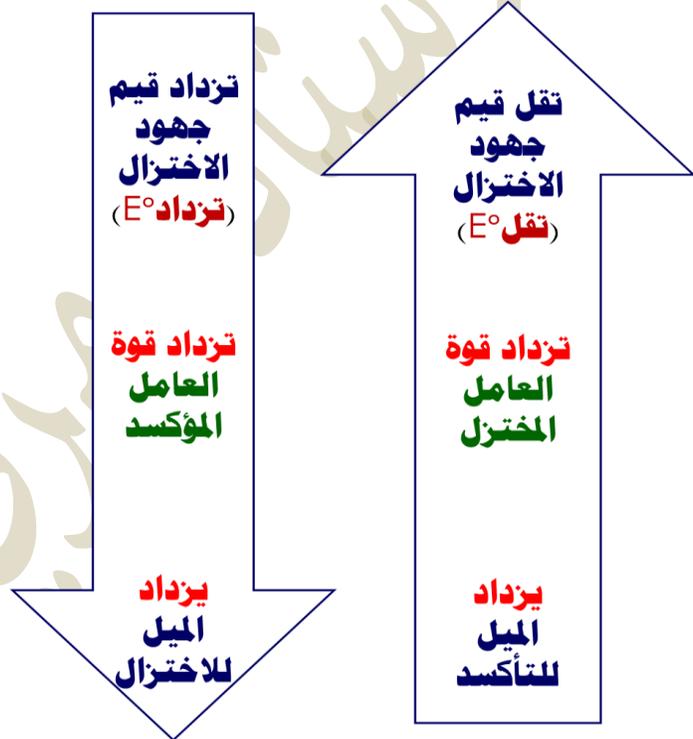


يحدث أحيانا انتفاخ لعب الأغذية؛ أحد أسباب حدوثه تتفاعل الأغذية الحامضية مع الفلز المكون للعلبة المحفوظة فيها، وينتج عن ذلك غاز الهيدروجين؛ مما يتسبب في انتفاخ العلبة، وغالبًا ما تكون هذه التفاعلات جزءًا من العوامل التي تُحدِّد مدَّة صلاحية هذه المُنتجات.



مقارنة قوَّة العوامل المؤكسدة والمختزلة:

❖ بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، يتَّضح أنَّ جهود الاختزال المعيارية تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول؛ أي يزداد ميلُ نصف تفاعل الاختزال للحدوث؛ ما يعني أنَّ قوَّة العوامل المؤكسدة تزداد أيضًا، فيكونُ الفلور F_2 أقوى عامل مؤكسد، بينما يكونُ أيون الليثيوم Li^+ أضعف عامل مؤكسد، أمَّا العوامل المختزلة فإنَّ قوَّتها تقلُّ بزيادة جهد الاختزال المعياري؛ أي أنَّ الليثيوم Li يمثلُ أقوى عامل مختزل بينما يمثلُ أيونُ الفلور F^- أضعف عامل مختزل.



الأمثلة الآتية توضح كيفية توظيف جهود الاختزال لمقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة.

مثال 10: أستخدم جدول جهود الاختزال المعيارية، وأرتب المواد الآتية تصاعدياً وفق قوتها كعوامل مؤكسدة في الظروف المعيارية:



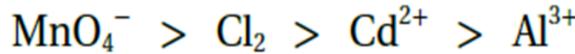
نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$Al^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons Al$	-1.66 V
$Cd^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cd$	-0.40 V
$Cl_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Cl^{-}$	1.36 V
$MnO_4^{-} + 4H^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$	1.51 V

أضعف عامل
مؤكسد

أقوى عامل
مؤكسد

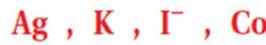
1. نكتب أنصاف الاختزال لكل من المواد السابقة ونرتبها تصاعدياً (من الأعلى إلى الأسفل) حسب قيم جهود اختزالها (كما في الجدول المجاور).
2. يكون أعلى يسار الجدول أضعف عامل مؤكسد. (له أقل جهد اختزال).

ترتيب المواد حسب قوتها كعوامل مؤكسدة، فهو:



مثال 11: أستخدم جدول جهود الاختزال المعيارية، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

1- أرتب المواد الآتية تصاعدياً وفق قوتها كعوامل مختزلة في الظروف المعيارية:



نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$K^{+} + e^{-} \rightleftharpoons K$	-2.92 V
$Co^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Co$	-0.28 V
$I_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2I^{-}$	0.54 V
$Ag^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Ag$	0.80 V

1. نكتب أنصاف الاختزال لكل من المواد السابقة ونرتبها تصاعدياً (من الأعلى إلى الأسفل) حسب قيم جهود اختزالها (كما في الجدول المجاور).
2. يكون أسفل يمين الجدول أضعف عامل مختزل. (له أعلى جهد اختزال) أي أقلها ميلاً للتأكسد.



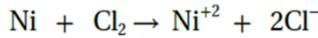
ترتيب المواد حسب قوتها كعوامل مختزلة، فهو:

2- هل يمكن لأيونات الكوبلت Co^{2+} أكسدة أيونات اليوديد I^{-} ؟ أفسر إجابتي.

نقارن جهود الاختزال المعيارية للكوبلت واليود، فنلاحظ أن جهد الاختزال المعياري لليود أعلى منه للكوبلت، أي أن اليود أكثر ميل للاختزال من أيونات الكوبلت، لذلك لا تؤكسد أيونات الكوبلت Co^{2+} أيونات اليود I^{-} .

مثال 12: أدرُس جهودَ الاختزال المعيارية في الجدول، ثمَّ أجبْ عن الأسئلة الآتية:

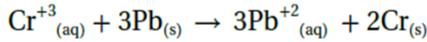
نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0.73 V
$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^-$	+1.36 V
$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0.25 V
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0.13 V



$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}(\text{Cl}_2)} - E^\circ_{\text{anode}(\text{Ni})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 1.36 - (-0.25) = 1.61 \text{ V}$$

جهد الخلية (موجب): تفاعل تلقائي



$$E^\circ_{\text{cell}} = -0.73 - (-0.13) = -0.60 \text{ V}$$

جهد الخلية (سالب): تفاعل غير تلقائي

1- أحدد أقوى عامل مؤكسد.

تحدث للعامل المؤكسد عملية اختزال، وأقوى عامل مؤكسد هو المادة التي لها أعلى جهد اختزال معياري، ويتضح من الجدول أنه الكلور (Cl_2)

2- أحدد أقوى عامل مختزل.

تحدث للعامل المختزل عملية تأكسد، وأقوى عامل مختزل هو المادة التي لها أقل جهد اختزال معياري، ويتضح من الجدول أنه الكروم (Cr)

3- هل يستطيع النيكل Ni اختزال جزيئات الكلور Cl_2 ؟ أفسر إجابتي.

جهد اختزال النيكل المعياري أقل من جهد اختزال الكلور المعياري؛ لذلك يتأكسد النيكل ويختزل جزيئات الكلور

4- هل تستطيع أيونات الكروم Cr^{3+} أكسدة الرصاص Pb؟ أفسر إجابتي.

جهد اختزال الرصاص المعياري أعلى من جهد اختزال الكروم المعياري؛ لذلك لا تستطيع أيونات الكروم (Cr^{3+}) أكسدة الرصاص

أدرُس الجدول الآتي، الذي يتضمن جهودَ الاختزال المعيارية لبعض المواد، ثمَّ أجبْ عن الأسئلة الآتية:

✓ أتتحقق:

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.33
$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	0.80
$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0.14
$\text{Au}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Au}$	1.5

1- أحدد أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل.

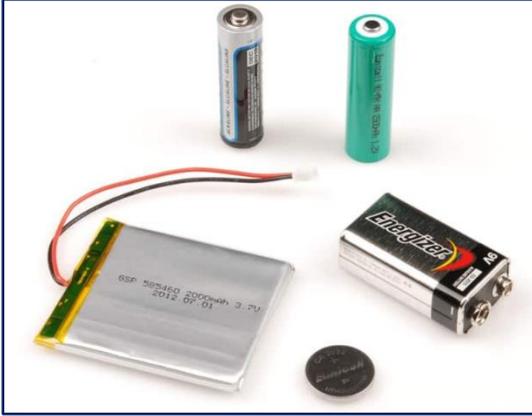
Sn

Au^{3+}

2- أستنتج: أي الفلزات تختزل أيونات $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ولا تختزل أيونات Sn^{2+} ؟ Ag

تطبيقات عملية للخلية الجلفانية:

البطاريات:

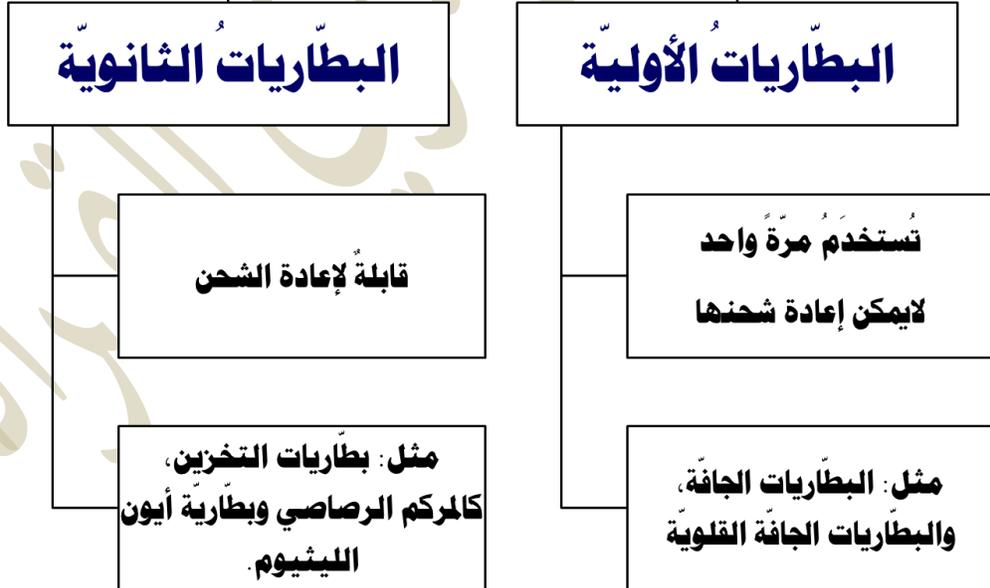


❖ تُعدُّ البطاريات من التطبيقات العملية المهمة للخلايا الجلفانية؛ إذ تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائية تتحوّل فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، وتختلف البطاريات فيما بينها في مكوناتها، ومن ثمّ تختلف تفاعلات التأكسد والاختزال التي تُولّد الطاقة الكهربائية فيها.

❖ هناك أنواع مختلفة من البطاريات، منها البطاريات الأولية التي تُستخدم مرّة واحدة ولا يمكن إعادة شحنها، مثل: البطاريات

الجافة، والبطاريات الجافة القلوية. ومن أنواعها أيضاً البطاريات الثانوية، وهي قابلة لإعادة الشحن، مثل: بطاريات التخزين، كالمركم الرصاصي (بطارية الرصاص الحمضية)، وبطارية أيون الليثيوم.

أنواع البطاريات

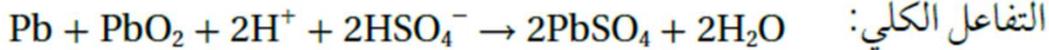
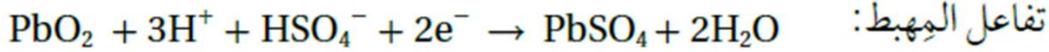


بطارية تخزين الرصاص الحمضية:

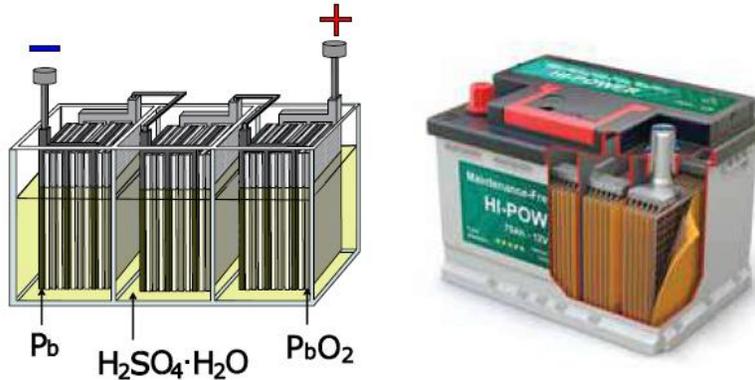
❖ تُعدُّ بطارية الرصاص الحمضية مثالاً على البطاريات الثانوية؛ أي يمكن إعادة شحنها، وتتكوّن من ستّ خلايا جلفانية تتكوّن كلّ منها من ألواح من الرصاص تمثّل فيها المصعد، وألواح من الرصاص المغلف بأكسيد الرصاص (IV) PbO_2 تمثّل المهبط.

❖ تُرتب هذه الأقطاب (الخلايا) بوعاء بلاستيكي مقوى بطريقة متبادلة تفصل بينها صفائح عازلة، وتُغمّر في محلول حمض الكبريتيك الذي كثافته (1.28 g/cm^3) وتوصل ببعضها على التوالي.

❖ أنصاف التفاعلات التي تحدث فيها هي:



❖ جهد الخلية الواحدة يساوي (2V) تقريباً؛ أي أنّ البطارية تعطي فرق جهد يساوي (12 V).



❖ يُلاحظ من المعادلات الكيميائية أنّ حمض الكبريتيك يُستهلك نتيجة استخدام البطارية؛ ممّا يؤدي إلى نقصان كثافته؛ لذلك يمكن مراقبة كفاءة البطارية من خلال قياس كثافة حمضها.

❖ عند شحن البطارية بواسطة تيار كهربائي يجري عكس تفاعلي التأكسد والاختزال، ومن ثمّ التفاعل الكلي في البطارية، وفي السيارات تجري عملية الشحن بشكل تلقائي ومستمرّ بواسطة مولّد التيار (الدينامو) المتصل بمحرك السيارة.

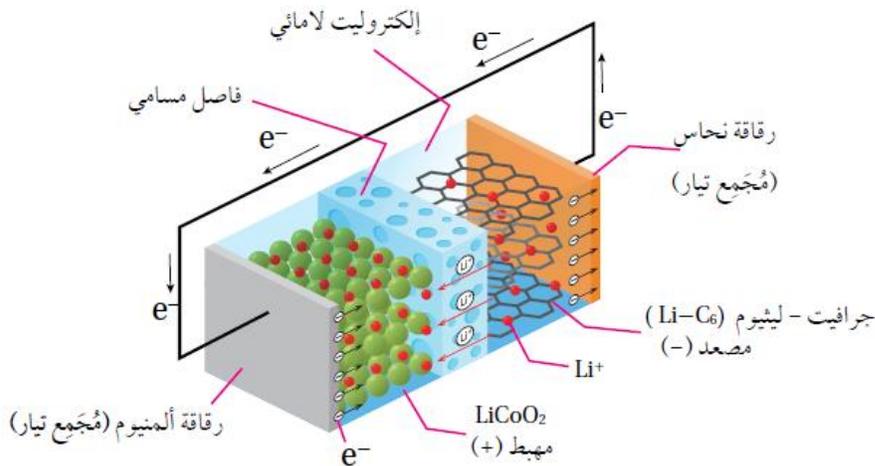
❖ يتراوح عمر البطارية من 3-5 سنوات تقريباً؛ إذ إنها تفقد صلاحيتها نتيجة فقدان جزء من مكوناتها، مثل $PbSO_4(s)$ الذي يتكوّن نتيجة عمليتي التأكسد والاختزال التي تحدثان فيها، ونتيجة الحركة المستمرة للمركبات على الطرق، التي تؤدي إلى تساقطه عن ألواح الرصاص، ومن ثمّ عدم دخوله في التفاعل العكسي، الذي يؤدي إلى إعادة شحن البطارية.

بطارية أيون الليثيوم:



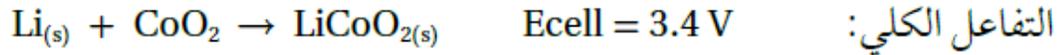
❖ تُعدُّ بطارية أيون الليثيوم من أكثر أنواع البطاريات استخدامًا في الوقت الحاضر، وقد استُخدمت للمرة الأولى عام 1991، أما اليوم فإنها تُعدُّ مصدرَ الطاقة الرئيس للعديد من وسائل التكنولوجيا وأدواتها في المجالات المختلفة؛ حيث تُستخدم في السيارات الكهربائية والحواسيب والهواتف المحمولة والعديد من الأجهزة الكهربائية الاستهلاكية الأخرى.

❖ تتكوَّن بطارية أيون الليثيوم من عدَّة خلايا مُتَّصلة ببعضها، تتكوَّن كلُّ منها من ثلاث مكونات رئيسة، هي:

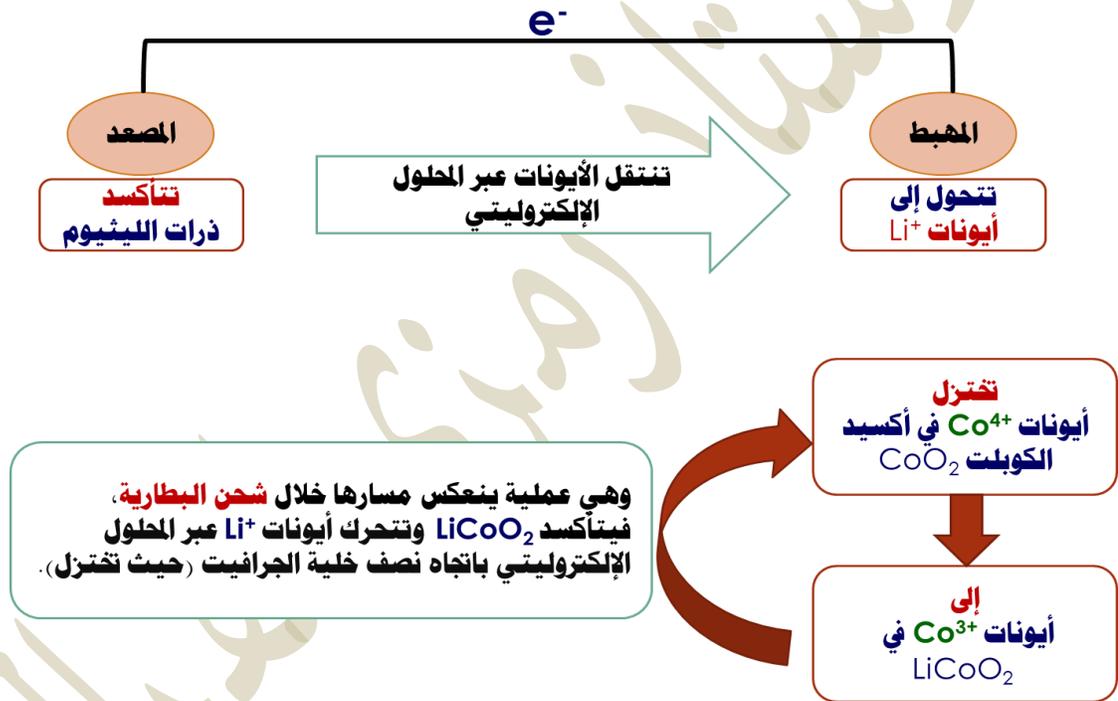


الشكل (11): مكونات بطارية أيون الليثيوم.

❖ تولّد خلايا أيون الليثيوم الكهرباء من خلال تفاعل التأكسد والاختزال الآتي:



❖ حيث تتأكسد ذرات الليثيوم عند المصعد متحوّلة إلى أيونات Li^+ تنتقل عبر المحلول الإلكتروليتي باتجاه المهبط، بينما تتحرّك الإلكترونات عبر الدارة الخارجية من المصعد إلى المهبط؛ حيث تختزل أيونات الكوبلت من (Co^{4+}) في أكسيد الكوبلت CoO_2 إلى (Co^{3+}) في LiCoO_2 وهي عملية ينعكس مسارها خلال شحن البطارية، فيتأكسد LiCoO_2 وتتحرّك أيونات الليثيوم Li^+ عبر المحلول الإلكتروليتي باتجاه نصف خلية الجرافيت؛ حيث تُختزل.



❖ تستمد بطارية أيون الليثيوم ميزات من أنّ لليثيوم أقلّ جهد اختزال معياري؛ أي أنه أقوى عامل مختزل، وكذلك فإنه أخفّ عنصر فلزي؛ حيث إنّ 6.941g منه (كتلته المولية) كافية لإنتاج 1 مول من الإلكترونات؛

❖ ميزات بطارية الليثيوم:

- البطارية خفيفة الوزن.
- كثافة طاقتها عالية.
- يمكن إعادة شحنها مئات المرات.

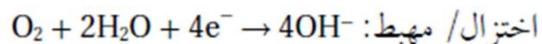
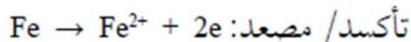
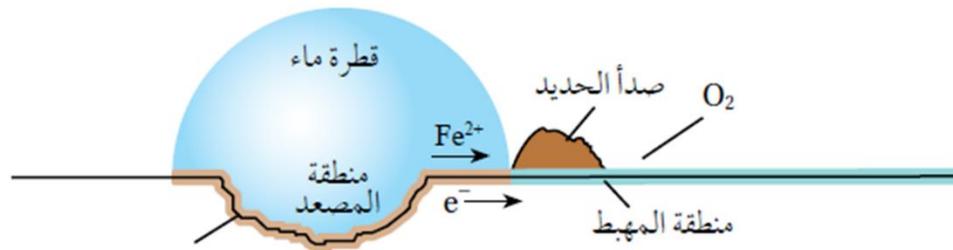
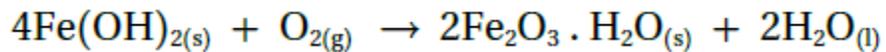
خلايا الوقود



هي خلايا جلفانية تنتج الطاقة الكهربائية من تفاعل غازي الأكسجين والهيدروجين وفق المعادلة الآتية: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
وتتميز عن البطاريات بأنها لا تنضب ولا تحتاج إلى شحن، وقد استخدمت هذه الخلايا في تزويد المركبات الفضائية بالطاقة، وتستخدمها المستشفيات في توليد الطاقة حال انقطاع التيار الكهربائي، وتستخدم في عدة دول في تشغيل بعض الحافلات والسيارات.

تآكل الفلزات:

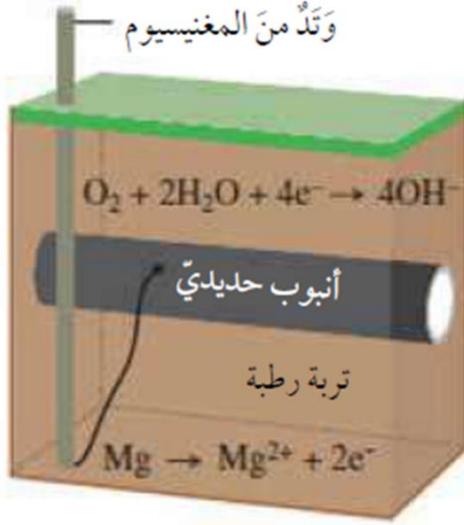
- ❖ يُعرَّف تآكل الفلزات بأنه تفاعلها مع الهواء الجوي والمواد في البيئة المحيطة، فتفقد العديد من خصائصها وتتحول إلى مواد جديدة أكثر ثباتاً كيميائياً، كأكاسيد الفلزات وهيدروكسيدات وكبريتيدات و كربوناتها.
- ❖ لهذه العملية أضرار اقتصادية كبيرة؛ فمثلاً يتآكل الحديد بفعل الهواء الجوي الرطب وينتج صدأ الحديد الصلب الهش، الذي يحتاج تعويض خسائره إلى خمس كمية الحديد المستخرج سنوياً.
- ❖ يُصنع من الحديد الهياكل الرئيسية للجسور والمباني والسيارات؛ لذلك فإن منع تآكله يُعدُّ أمراً بالغ الأهمية، ولتحقيق ذلك لا بُدَّ أولً من معرفة آلية تآكل الحديد؛ فالحديد يتآكل بفعل تفاعل كهروكيميائي يحدث بوجود الأكسجين والماء معاً؛ إذ يتأكسد الحديد عند تكتُّف سطحه بفعل شقٍ أو كشطٍ أو كسرٍ إلى أيونات الحديد $Fe^{2+}_{(aq)}$ ، فيصبح هذا الجزء مصعداً الخلية، وتتحرك الإلكترونات الناتجة عن تأكسده من منطقة الحديد المُغطاة بقطرة الماء إلى حافتها حيث يوجد الهواء والقليل من الماء، وهناك يُحتزل أكسجين الهواء مكوناً أيونات الهيدروكسيد $OH^{-}_{(aq)}$ وتمثل هذه المنطقة مهبط الخلية.
- ❖ تتحرك أيونات الحديد $Fe^{2+}_{(aq)}$ من مركز القطرة باتجاه حافتها، وتتحرك أيونات الهيدروكسيد $OH^{-}_{(aq)}$ بالاتجاه المعاكس، وتتفاعل عند التقائهما وينتج هيدروكسيد الحديد II $Fe(OH)_2$ ، الذي سرعان ما يتأكسد مكوناً الصِّدأ، حسب المعادلة الكيميائية الآتية:



خلية تآكل الحديد الجلفانية.

❖ صدأ الحديد مادة صلبة هشة بنية اللون تتكوّن على الأشياء الحديدية وتنتشر بسهولة مُعرّضة سطح الحديد أسفل منها لمزيد من التآكل.

❖ تُستعمل طرائق عدّة لحماية الحديد من التآكل، منها طريقة الحماية المِهْبِطِيَّة، التي تُستخدم لحماية خطوط الأنابيب الحديدية المدفونة في الأرض (الغاز أو النّفط) وأجسام السفن، وتعتمد هذه الطريقة على تشكيل خلية جلفانية يكون فيها الحديد المِهْبِط، وأحد الفلزّات النّشيطة (مغنيسيوم، خارصين) المصعد، أمّا التربة الرطبة أو مياه البحر فتمثّل المحلول الإلكتروليتي.



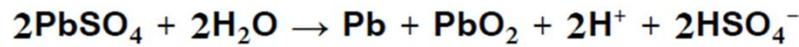
الحماية المِهْبِطِيَّة للحديد.

❖ فمثلاً، إذا وُصِلت الأنابيب الحديدية بأوتاد من المغنيسيوم، فسَنلاحظُ تأكسد المغنيسيوم (المصعد) وانتقال الإلكترونات عبر السلك المعزول إلى الأنابيب الفولاذي (المِهْبِط)، فُخْتزِلُ جُزيئات الأكسجين، وبذلك يتأكسد المغنيسيوم ويحمي الحديد من التآكل. أمّا في السفن، فتُوصَلُ أقطاب من المغنيسيوم بهيكل السفينة لتجري حمايتها بالطريقة السابقة نفسها، وتُسَبَدَلُ أقطاب المغنيسيوم المتآكلة بأقطاب أخرى بشكل دوري.

أنتحق:

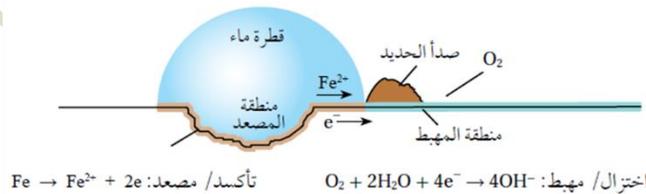


1- اكتب معادلة التفاعل الكلي الذي يحدث في بطارية الرصاص الحمضية خلال شحنها.



2- أفسر: يعدّ تآكل الحديد خلية جلفانية.

الحديد يتآكل بفعل تفاعل كهروكيميائي يحدث بوجود الأكسجين والماء معاً؛ إذ يتأكسد الحديد عند تكتُّفِ سطحه بفعل شقٍ أو كشطٍ أو كسرٍ إلى أيونات الحديد، فيصبح هذا الجزء مصعد الخلية، وتتحرك الإلكترونات الناتجة عن تأكسده من منطقة الحديد المغطاه بقطرة الماء إلى حافتها حيث يوجد الهواء والقليل من الماء، وهناك يُختزلُ أكسجين الهواء مكوناً أيونات الهيدروكسيد وتمثّل هذه المنطقة مِهْبِط الخلية



أفسر: استخدام المغنيسيوم أو الخارصين في الحماية المِهْبِطِيَّة للحديد.

ذلك لأن كل من المغنيسيوم والخارصين أكثر نشاطاً من الحديد ولها جهد اختزال أقل منه، لذلك تتأكسد هذه الفلزّات ولا يتأكسد الحديد وتنتقل الإلكترونات الناتجة عن تأكسدها إلى الحديد الذي يشكل المِهْبِط حيث يختزل الأكسجين.



أفكر

(مراجعة الدرس 2)

1 - الفكرة الرئيسية: كيف تنتج الخلية الجلفانية الطاقة الكهربائية؟

تنتج الخلية الجلفانية الطاقة الكهربائية من خلال تفاعل تأكسد واختزال تلقائي الحدوث؛ إذ يحدث التأكسد عند قطب المصعد وتنتقل الإلكترونات عبر الأسلاك باتجاه قطب المهبط وتحدث عنده عملية الاختزال.

2 - أَوْضِحْ المقصود بكلٍ من:

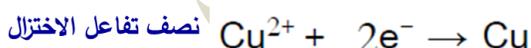
- القنطرة الملحية: أنبوب زجاجي على شكل حرف (U)، يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح يصل بين نصفي الخلية ويحافظ على تعادل شحناتها الكهربائية.

- جهد الاختزال المعياري: مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية.

3- خلية جلفانية يحدث فيها التفاعل الآتي: $\text{Co} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Co}^{2+} + \text{Cu}$

أ . أَدِّدْ فيها المصعدَ والمهبطَ. المصعد: قطب الكوبلت (Co) المهبط: قطب النحاس (Cu)

ب. أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.



ج. أحسب جهد الخلية المعياري، وأكتب تعبيراً رمزياً للخلية الجلفانية.

$$E_{cell}^{\circ} = E_{cathode}^{\circ} - E_{anode}^{\circ}$$

$$E_{cell}^{\circ} = 0.34 - (-0.28)$$

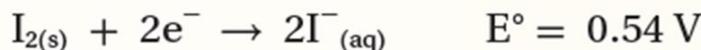
$$E_{cell}^{\circ} = 0.62 \text{ V}$$

د . ما التغيير الذي يحدث لكتلة كلا القطبين.

تزداد كتلة القطب (Cu)

تقل كتلة القطب (Co)

4- نصفا التفاعل الآتيان يشكّلان خليةً جلفانيةً في الظروف المعيارية:



أجيب عن الأسئلة الآتية المتعلقة بهما:
أ. أكتب معادلة التفاعل الكلي في الخلية.



ب. أحسب جهد الخلية المعياري.

$$E^{\circ}_{cell} = 0.54 - (-0.44)$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.98 \text{ V}$$

ج. ما التغيير الذي يحدث لتركيز أيونات كل من I^{-} و Fe^{2+} ؟

يزداد تركيز أيونات كل من I^{-} و Fe^{2+}

E°_{Cell} (V)	المصعد	قطب الخلية
1.3	D	D-B
1.5	E	E-B
0.4	C	C-E
0.3	B	A-B

5- أدرس الجدول الآتي، الذي يوضّح جهد الخلية المعياري،
(A,B,C,D,E) لعدد من الخلايا الجلفانية المكوّنة من الفلزّات
وجميعها تكون أيونات ثنائية موجبة، ثمّ أجيب عن الأسئلة الآتية:

أ. أحدّد الفلزّ الذي له أعلى جهد اختزال معياري: أم C. (D)

ب. أحدّد أقوى عامل مؤكسد. (A^{2+})

ج. أتنبأ: هل يمكن تحريك محلول نترات E بمعلقة من A؟ أفسر إجابتي.

نعم، لأن جهد اختزال A أعلى من E لذلك لا يتأكسد A ولا يختزل أيونات E^{2+}

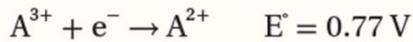
د. أحدّد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك في الخلية الجلفانية المكوّنة من نصف خلية $E^{2+}|E$ ونصف

خلية $D^{2+}|D$. من القطب E إلى القطب D

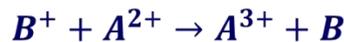
هـ. أحسب جهد الخلية المعياري للخلية الجلفانية المكوّنة من نصف خلية $C^{2+}|C$ ونصف خلية $B^{2+}|B$.

$$E^{\circ}_{Cell} = 1.9 \text{ V}$$

6- فلزان أعطيا الرموز الافتراضية A و B، قيست جهود الاختزال المعيارية لنصفي تفاعل الاختزال المعياريين المكونين لخلية جلفانية كالآتي:



أ. أكتب معادلة كيميائية للتفاعل الكلي في الخلية الجلفانية.



ب. أحسب E° للتفاعل الكلي.

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode} \quad E^{\circ}_{cell} = 0.80 - 0.77 \quad E^{\circ}_{cell} = 0.03 \text{ V}$$

ج. أحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل.

العامل المختزل (A^{2+})

العامل المؤكسد (B^{+})

7- أدرس الجدول المجاور الذي يمثل جهود الاختزال المعيارية لبعض المواد، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

المادة	E° (V)
Co^{2+}	-0.28
Br_2	1.07
Pb^{2+}	-0.13
Ag^{+}	0.80
Mn^{2+}	-1.18
Cd^{2+}	-0.40

أ. أحدد أقوى عامل مؤكسد (Br_2) وأقوى عامل مختزل (Mn).

ب. أستنتج. هل يمكن حفظ البروم Br_2 في وعاء من الفضة؟ أفسر إجابتي.

لا، لأن البروم أقوى كعامل مؤكسد من (Ag^{+})، لذلك تؤكسد جزيئات البروم ذرات الفضة.

ج. أقرن. ما الفلز اللذان يكونان خلية جلفانية لها أكبر جهد خلية معياري؟. **الفضة (Ag) و المنغنيز (Mn)**

د. أستنتج المادة التي تستطيع أكسدة Cd ولا تؤكسد Pb. **(Co^{2+})**

هـ. أحدد القطب الذي تزداد كتلته في الخلية الجلفانية (Cd-Pb). **القطب (Pb) تزداد كتلته**

و. أحدد الفلز الذي لا يحترق غاز الهيدروجين من محلول حمض HCl المخفف. **(Ag)**

ز . في الخلية الجلفانية التي أعطيت الرمز الآتي:



إذا علمت أن جهد الخلية المعياري $E_{\text{cell}} = 1.8 \text{ V}$ ، فأجب عن الأسئلة الآتية:

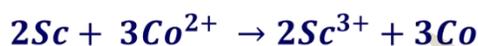
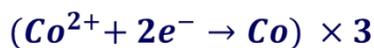
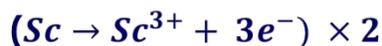
أ . أحدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك في الخلية.

من قطب السكنديوم Sc إلى قطب الكوبلت Co.

ب . أحسب جهد الاختزال المعياري لقطب السكنديوم Sc.

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}}^{\circ} - E_{\text{anode}}^{\circ} \quad 1.8 = -0.28 - E_{\text{Sc}}^{\circ} \quad E_{\text{Sc}}^{\circ} = 2.08 \text{ V}$$

ج . أكتب معادلة التفاعل الكلي في الخلية.



نصف تفاعل التأكسد

نصف تفاعل الاختزال

خلايا التحليل الكهربائي

الدرس 3

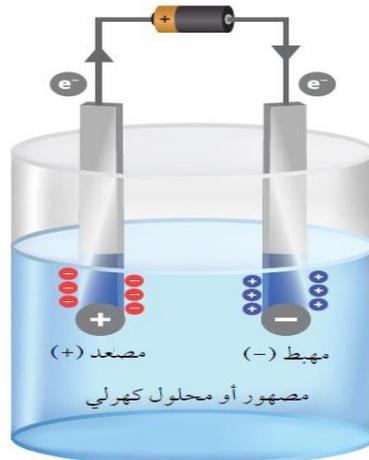
خلايا التحليل الكهربائي:

- ❖ تنتج الخلايا الجلفانية تياراً كهربائياً بسبب حدوث تفاعل تأكسد واختزال تلقائي فيها، ويُستفاد منها كمصدر للطاقة في تشغيل العديد من الأجهزة الكهربائية، بينما هناك تفاعلات تأكسد واختزال لا تحدث بشكل تلقائي، ويتطلب حدوثها تزويدها بطاقة كهربائية من مصدر خارجي، عندها تُسمى الخلية المستخدمة **خلية تحليل كهربائي**.
- ❖ **عملية التحليل الكهربائي:** هي عملية إمرار تيار كهربائي في مصهور أو محلول مادة كهربية؛ مما يؤدي إلى حدوث تفاعل تأكسد واختزال، ويكون جهد هذه الخلية سالباً.
- ❖ لعملية التحليل الكهربائي أهمية كبيرة؛ فمن خلالها تُشحن البطاريات، وتُستعمل في استخلاص العديد من الفلزات النشطة من مصاهيرها، كالصوديوم والألمنيوم، وتُستخدم في تنقية الفلزات والطلاء الكهربائي لبعضها، سواء لحمايتها من التآكل أو لإكسابها مظهراً جميلاً.

التحليل الكهربائي لمصهور مادة كهربية:

تتكوّن خلية التحليل الكهربائي من وعاء يحتوي على مصهور مادة أيونية، وأقطاب خاملة من الجرافيت أو البلاتين، وبطارية وأسلاك توصيل؛ حيث يُوصَل أحد الأقطاب بقطب البطارية السالب، ويُسمى المهبط، بينما يتصل القطب الآخر بقطبها الموجب، ويُسمى المصعد.

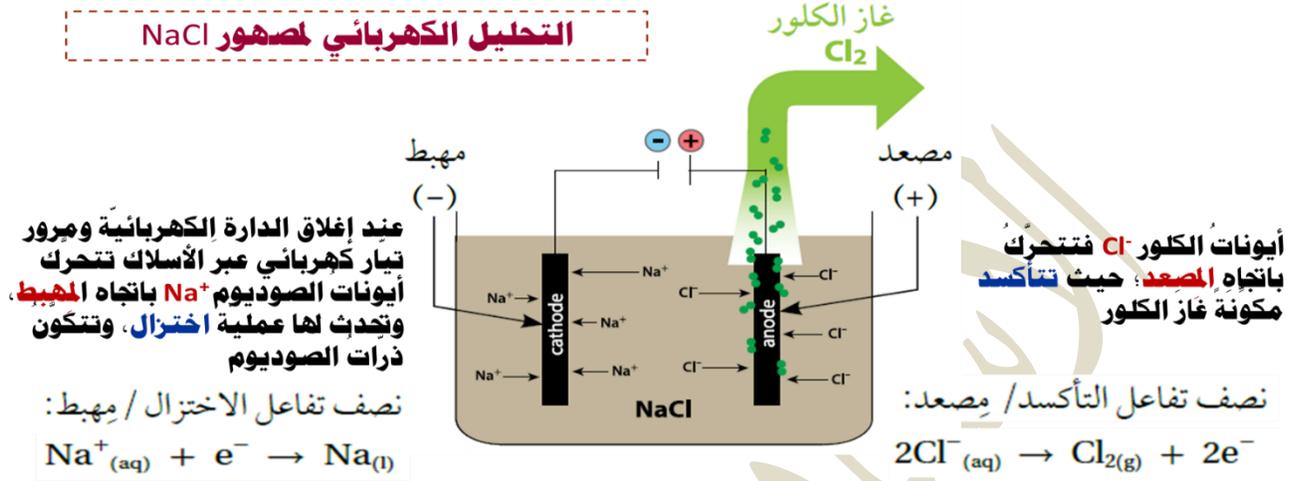
يحتوي مصهور المادة الأيونية على أيونات موجبة وسالبة، وعند إمرار تيار كهربائي فيه تتحرك الأيونات باتجاه الأقطاب المخالفة لها في الشحنة؛ حيث تتحرك الأيونات الموجبة باتجاه القطب السالب (المهبط) وتُختزل، أما الأيونات السالبة فتتحرك باتجاه القطب الموجب (المصعد) وتتأكسد، ومن ثم فإن التفاعل الذي يحدث في الخلية غير تلقائي؛ لذا يجب أن يكون جهد البطارية المستخدمة لإحداثه أكبر من جهد الخلية.



التحليل الكهربائي لمصهور NaCl:

❖ يحتوي مصهور NaCl على أيونات (Na⁺) و (Cl⁻)

التحليل الكهربائي لمصهور NaCl



التفاعل الكلي:

$$E^\circ_{\text{Na}} = -2.71 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Cl}_2} = 1.36 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{Na(cathode)}} - E^\circ_{\text{Cl}_2(\text{anode})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = -2.71 - 1.36 = -4.07 \text{ V}$$

❖ يُلاحظ أنّ جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب؛ ما يعني أنّ التفاعل غير تلقائي، وأنه يحدث بسبب تزويد الخلية بفرق جهد كهربائي من البطارية يزيد على جهد الخلية المعياري؛ أي على (4.07 V) وتُستخدم عملية تحليل مصهور NaCl كهربائياً لاستخلاص الصوديوم صناعياً، كما تُستخلص معظم الفلزّات النشطة، كالليثيوم والبوتاسيوم غالباً، من كلوريداتها بتحليل مصاهيرها كهربائياً.

✓ **أتحقّق:** أجب عن الأسئلة الآتية المتعلقة بالتحليل الكهربائي لمصهور CaBr₂.

1 - أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال في خلية التحليل الكهربائي.



معادلة الانصهار



نصف تفاعل التأكسد



نصف تفاعل الاختزال

2 - أستنّج نواتج التحليل الكهربائي للمصهور.

نواتج التحليل الكهربائي: تكون الكالسيوم (Ca) عند المهبط، وتكون البروم (Br₂) عند المصعد

3 - أوقع جهد البطارية اللازم لإحداث تفاعل التحليل الكهربائي للمصهور.

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = -2.76 - 1.07$$

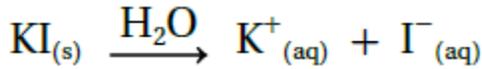
$$E^\circ_{\text{cell}} = -3.83 \text{ V}$$

التحليل الكهربائي لحلول مادة كهربية:

يحتوي المحلول المائي للمادة الأيونية على الأيونات الموجبة والسالبة الناتجة عن تفككها وعلى جزيئات الماء؛ لذلك عند تحليل محلول مائي لمركب أيوني كهربائياً يُؤخذ بالحسبان حدوث تأكسد لأيونات السالبة في المحلول أو لجزيئات الماء، وكذلك يمكن أن يحدث اختزال لأيونات الموجبة أو لجزيئات الماء في المحلول؛ لذلك قد تختلف نواتج عملية التحليل الكهربائي لمصهور مركب أيوني عنها لمحلوله.

كيف يتنبأ بنواتج التحليل الكهربائي لمحاليل المركبات الأيونية؟

التحليل الكهربائي لحلول يوديد البوتاسيوم KI

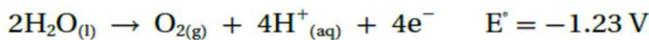


❖ يتفكك يوديد البوتاسيوم في الماء، حسب المعادلة:

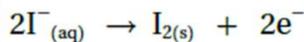


المصعد:

أما عند المصعد فيُحتمل تأكسد أيونات اليوديد أو جزيئات الماء. وبالرجوع إلى جهود التأكسد لكل منها:



يلاحظ أن جهد تأكسد اليود أعلى من جهد تأكسد الماء؛ أي أنه أسهل تأكسداً من الماء؛ لذا تتأكسد أيونات اليوديد وينتج اليود عند المصعد، حسب المعادلة:



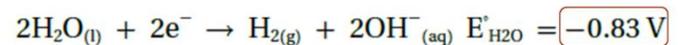
يمكن حساب جهد الخلية المعياري كالآتي:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{cathode})} - E^\circ_{\text{I}_2(\text{anode})}$$

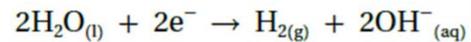
$$E^\circ_{\text{cell}} = -0.83 - 0.54 = -1.37 \text{ V}$$

المهبط:

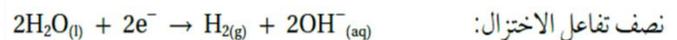
يُحتمل اختزال أيونات البوتاسيوم أو جزيئات الماء عند المهبط وبالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل من البوتاسيوم والماء:



يلاحظ أن جهد اختزال الماء أعلى من جهد اختزال البوتاسيوم؛ أي أن الماء أسهل اختزالاً من أيونات البوتاسيوم (K⁺)؛ لذلك يختزل الماء، حسب المعادلة:

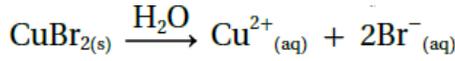


أما التفاعل الكلي، فهو مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

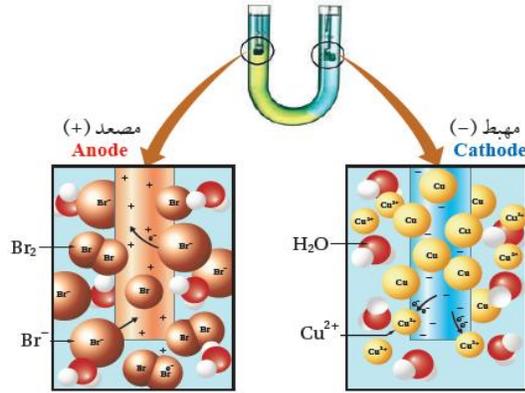


❖ يتفق ذلك مع النتائج العملية لتحليل محلول KI كهربائياً؛ إذ يُلاحظ تكوّن اليود عند المصعد وتصادع غاز الهيدروجين عند المهبط وتكوّن محلول هيدروكسيد البوتاسيوم أما جهد البطارية اللازم لإحداث التفاعل، فيزيد على (1.37 V).

التحليل الكهربائي لحلول بروميد النحاس (CuBr₂)



❖ يتفكك بروميد النحاس في الماء، حسب المعادلة:



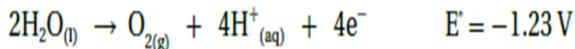
عند تحليل محلول (CuBr₂) كهربائياً يَحتمَلُ:

عند المصعد:
تأكسد أيونات (Br⁻)
أو تأكسد جزيئات الماء

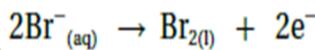
عند المهبط:
اختزال أيونات (Cu²⁺)
أو اختزال جزيئات الماء

المصعد:

أما عند المصعد فيحتمل تأكسد أيونات البروميد أو جزيئات الماء. وبالرجوع إلى جهود التأكسد لكل منها:



يلاحظ أن جهد تأكسد البروم أعلى من جهد تأكسد الماء؛ أي أنه أسهل تأكسداً من الماء؛ لذا تتأكسد أيونات البروم وينتج البروم عند المصعد، حسب المعادلة:



يمكن حساب جهد الخلية المعياري كالآتي:

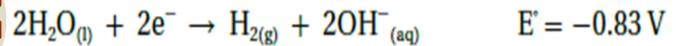
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{Cu(cathode)}} - E^{\circ}_{\text{Br}_2(\text{anode})}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.34 - 1.07 = -0.73 \text{ V}$$

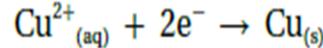
أي أن جهد البطارية اللازم لإحداث التفاعل يزيدُ على (0.73 V).

المهبط:

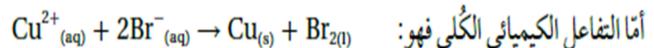
يَحتمَلُ اختزال أيونات (Cu²⁺) أو جزيئات الماء عند المهبط وبالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل من النحاس والماء:



يلاحظ أن جهد اختزال النحاس أعلى من جهد اختزال الماء؛ أي أن أيونات النحاس أسهل اختزالاً من الماء؛ لذلك يختزل النحاس، حسب المعادلة:

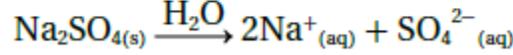


أما التفاعل الكلي، فهو مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



التحليل الكهربائي لحلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 :

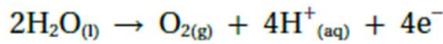
تتفكك كبريتات الصوديوم في الماء، حسب المعادلة:



المصعد:

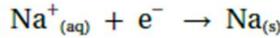
أما عند المصعد فيجتمَل تأكسد أيونات الكبريتات أو جزيئات الماء. وبالرجوع إلى جهود التأكسد لكل منها:

لنلاحظ عملياً تصاعد غاز الأكسجين عند المصعد، ما يدل على تأكسد جزيئات الماء، حسب المعادلة:

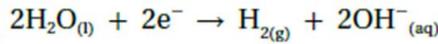


المهبط:

يُحتمَل اختزال أيونات (Na^+) أو جزيئات الماء عند المهبط وبالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل من النحاس والماء:

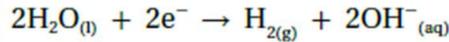


$$E' = -2.71 \text{ V}$$

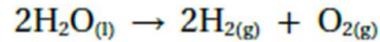


$$E' = -0.83 \text{ V}$$

يلاحظ أن جهد اختزال الماء أعلى منه لأيونات الصوديوم؛ لذلك يكون أسهل اختزال عند المهبط؛ حيث يتكون غاز الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد OH^-



أما التفاعل الكلي، فهو مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



أي أن ما حدث عند تحليل محلول كبريتات الصوديوم كهربائياً هو تحليل الماء كهربائياً؛ حيث تأكسدت جزيئات الماء واختزلت مكونة غازي الأكسجين والهيدروجين.

أفسر: دور كبريتات الصوديوم في عملية التحليل الكهربائي للماء.

الماء النقي غير موصل للتيار الكهربائي نظراً للتركيز المنخفض جداً لأيونات $(\text{H}^+$ و $\text{OH}^-)$ فيه، لذلك تستخدم كبريتات الصوديوم لتكوين محلول كهربي يسمح بمرور التيار الكهربائي، وبالتالي أحداث تفاعلي تأكسد واختزال غير تلقائيين تتنافس فيها الأيونات الموجبة وجزيئات الماء على الاختزال، والأيونات السالبة وجزيئات الماء على التأكسد.

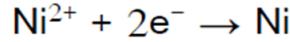


أفكر

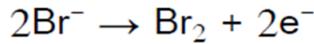
❖ يُلاحظ من دراسة الأمثلة السابقة لتحليل محاليل المركبات الأيونية كهربائياً أنّ الأيونات الموجبة وجزيئات الماء يُحتملُ أن تُختزَل عند المهبط، وأنّ الأيونات السالبة وجزيئات الماء يُحتملُ أن تتأكسد عند المصعد، وأنّ التفاعل الذي يحدثُ يعتمدُ بشكل عام على جهود الاختزال المعيارية لكلٍ منهما، كما أنّ سلوك أيون معين هو نفسه خلال عملية التحليل الكهربائي بغض النظر عن مصدره، وأنّ هناك بعض الأيونات متعدّدة الذرات مثل: (SO_4^{2-} و NO_3^-) لا تتأثر عند تحليل محاليلها كهربائياً.



أتحقق: أكتب تفاعلي المصعد والمهبط اللذين يحدثان عند تحليل محلول $NiBr_2$ كهربائياً باستخدام أقطاب من الجرافيت.



تفاعل المهبط



تفاعل المصعد

أفسر، مستعيناً بالمعادلات عند تحليل محلول $CuSO_4$ كهربائياً يتحول تدريجياً إلى محلول H_2SO_4

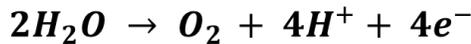


أفكر

أيون SO_4^{2-} لا يتأكسد إنما يتأكسد الماء حسب المعادلة:



ينتج عن تأكسد الماء غاز الأكسجين وأيونات الهيدروجين (H^+) فيزداد تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول، أما أيونات النحاس (Cu^{2+}) فإنها تختزل وتترسب عند المهبط لذلك يقل تركيزها في المحلول، وبالتالي يتحول المحلول تدريجياً إلى محلول H_2SO_4 .

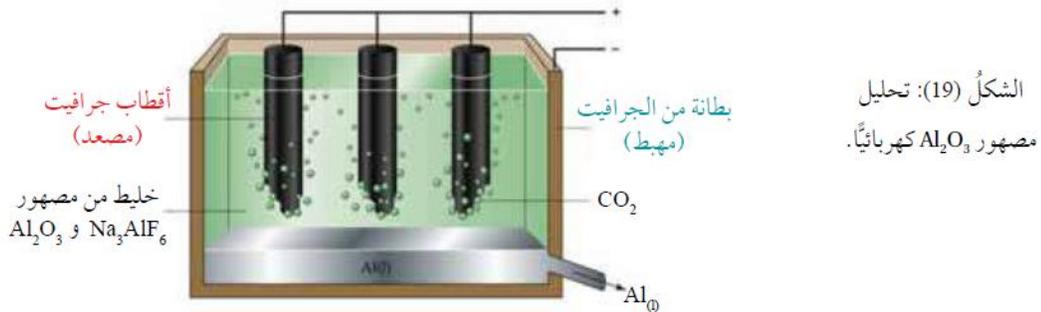


التطبيقات العملية للتحليل الكهربائي:

- ❖ تعمل خلايا التحليل الكهربائي على تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية من خلال استخدام تيار كهربائي يُجبرُ تفاعلي تأكسد واختزال غير تلقائيين على الحدوث.
- ❖ لخلايا التحليل الكهربائي تطبيقات مهمة في الصناعة، من مثل استخلاص الفلزّات النشطة من مصاهير خاماتها، وتنقية الفلزّات لاستخدامها في المجالات التي تحتاج إلى فلزّات نقيّة بدرجة كبيرة.

استخلاص الألمنيوم:

- ❖ يُعدُّ الألمنيوم من أكثر الفلزّات انتشارًا في القشرة الأرضيّة، وهو من الفلزّات النشطة، ويستخلص من خام البوكسيت ($Al_2O_3 \cdot 2H_2O$) بطريقة هول-هيروليت؛ حيث يُعالج الخام لتخليصه من الشوائب، ثمَّ يُسخنُ لتحويله إلى أكسيد الألمنيوم (Al_2O_3) ويذاب في مصهور الكريوليت (Na_3AlF_6) فتتخفّض درجة انصهاره نحو $1000^\circ C$.
- ❖ تُسمّى خلية التحليل الكهربائي لمصهور (Al_2O_3) خلية هول-هيروليت، وتتكوّن من الداخل من طبقة من الجرافيت تمثل المهبط، وسلسلة من أقطاب الجرافيت تُغمس في المصهور تمثل المصعد.

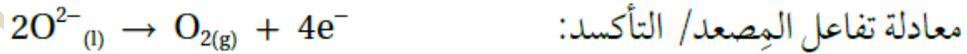


الشكل (19): تحليل مصهور Al_2O_3 كهربائيًا.

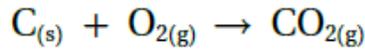
- ❖ عند إجراء عملية التحليل الكهربائي: يحدث اختزال لأيونات الألمنيوم (Al^{3+}) عند المهبط، ويتكوّن الألمنيوم الذي يتجمّع أسفل الخلية؛ حيث يُسحب من مخرج خاص.



- أمّا عند المصعد، فتتأكسد أيونات الأكسجين (O^{2-}) مُكوّنة غاز الأكسجين، حسب المعادلة:

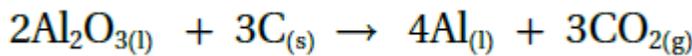


- ويتفاعل الأكسجين الناتج مع أقطاب الجرافيت مُكوّنًا ثاني أكسيد الكربون، حسب المعادلة:



مما يؤدي إلى تاكلها، فيجري تغييرها بشكل دوري.

- ويمكن تلخيص التفاعل الكلي، الذي يحدث في الخلية، بالمعادلة الآتية:



ونظرًا إلى أنّ عملية استخلاص الألمنيوم تستهلك كميات هائلة من الطاقة، تُقام مصانع إنتاجه قريبًا من محطات الطاقة الكهربائية لتوفير كلفة نقل الطاقة، كما يُركّز بشكل كبير على عملية إعادة تدويره؛ إذ تبلغ كمية الطاقة اللازمة لإعادة التدوير نحو 5% من الطاقة اللازمة لاستخلاصه من خام البوكسيت.

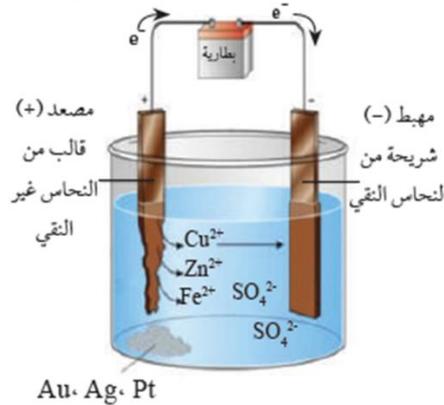
تنقية الفلزّات:

❖ تحتاج بعض استخدامات الفلزّات إلى أن تكون نقيّة تماماً. فمثلاً، يجب أن يكون النحاس المُستخدَم في التمديدات الكهربائيّة نقيّاً؛ إذا تُستخدَم عمليّة التحليل الكهربائي في تنقية الفلزّات، مثل النحاس، بعد عمليات استخلاصه من خاماته؛ إذ يحتوي على شوائب، مثل الخارصين والحديد والذهب والفضّة والبلاتين. وحتى تتم تنقيته، يُشكّل النحاس غير النقي على شكل قوالب تمثّل المصعد في خلية التحليل الكهربائي، ويوصل المِهبط بشريحة رقيقة من النحاس النقي، ثم يُغمران في محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$. وعند تمرير تيار كهربائي في الخلية تحدث التفاعلات الآتية:



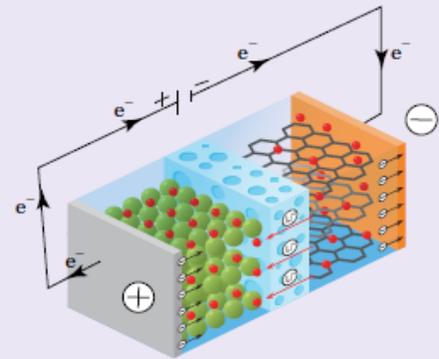
❖ ومع استمرار تأكسد النحاس واختزاله تنتقل ذرّاته من المصعد إلى المِهبط، وتتأكسد ذرّات الفلزّات (الشوائب) التي لها جهد اختزال أقل من النحاس، كالحديد والخارصين، مُكوّنة أيونات (Fe^{2+} و Zn^{2+}) على الترتيب، وتبقى هذه الأيونات ذائبة في المحلول، أما الذهب والفضّة والبلاتين فإنّ جهدها أعلى من النحاس؛ لذلك لا تتأكسد ذرّاتها، وتتجمّع في قاع الخلية، وتكون درجة نقاوة النحاس الناتج نحو 99.9%.

تنقية النحاس بالتحليل الكهربائي.



الربط مع الحياة شحن البطارية

تجمّع البطاريات القابلة لإعادة الشحن بين كيمياء كل من الخلايا الجلفانيّة وخلايا التحليل الكهربائي. فعند استخدام الأجهزة المحتوية عليها، كالهاتف الخليوي أو السيارة الكهربائيّة، تُحوّل الطاقة الكيميائيّة إلى كهربائيّة؛ أي تعمل كخلية جلفانيّة، أما عند شحن البطارية فإنّها تعمل كخلية تحليل كهربائي تُحوّل الطاقة الكهربائيّة، التي تزوّد بها، إلى كيميائيّة؛ حيث ينعكس اتجاه حركة الإلكترونات فيها، ويحدث التفاعل العكسي للتفاعل المنتج للتيار الكهربائي في البطارية.



✓ **أتحقّق:**

1- أفسّر. لا تُختزَلُ أيونات Fe^{2+} و Zn^{2+} ، التي توجد ذرّاتها على شكل شوائب مع النحاس، خلال عمليّة تنقيته بالتحليل الكهربائي.

لأن جهد اختزال كل من الحديد (-0.44 V) والخاصين (-0.76 V) أقل بكثير من جهد اختزال النحاس (0.34 V) لذلك يكون جهد البطارية المستخدمة في خلية تنقية النحاس أقل من جهد البطارية اللازم لاختزال أيونات (Fe^{2+}) أو (Zn^{2+}) لذلك لا تختزل.

2- أفسّر، مستعينًا بمعادلات كيميائية، استبدال أقطاب الجرافيت المُستخدمة في خلية هول - هيروليت بشكل دوري.

تشكل أقطاب الجرافيت المصدر في خلية هول-هيروليت حيث تتأكسد أيونات الأكسجين (O^{2-}) مكونة غاز الأكسجين، يتفاعل الغاز مع أقطاب الجرافيت مكونا (CO_2) حسب المعادلات:

مما يؤدي إلى تأكلها وبالتالي تغييرها بشكل دوري.



مراجعة الدرس 3

1 - الفكرة الرئيسية: أَوْضِحْ مبدأ عمل خلية التحليل الكهربائي.

مبدأ عمل خلية التحليل الكهربائي: تحول خلية التحليل الكهربائي الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية من خلال إمرار تيار كهربائي في محلول أو مصهور مادة كهربية مما يؤدي إلى حدوث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي الحدوث.

2 - أفسّر:

أ . لا يمكن تحضير غاز الفلور بالتحليل الكهربائي لمحلول NaF .

لأن الماء أسهل تأكسداً من أيونات (F⁻)، إذ أن جهد تأكسده (-1.23 V) أعلى من جهد تأكسد أيونات الفلوريد (F⁻) (-2.87 V) وبالتالي لا تتأكسد أيونات الفلوريد عند التحليل الكهربائي لمحلول NaF

ب. تكون الكلفة الاقتصادية لإعادة تدوير الألمنيوم أقل من كلفة استخراجها من خام البوكسيت.

نظراً لارتفاع الكبر للدرجة انصهار أكسيد الألمنيوم (الألومينا) Al₂O₃ مما يتطلب إذابته في مصهور مادة الكريوليت لتخفيض درجة انصهاره ثم إجراء عملية تحليل كهربائي للمصهور وجميع هذه العمليات تتطلب كميات كبيرة من الطاقة، أما إعادة تدوير الألمنيوم فيتطلب صهر المواد المصنوعة من الألمنيوم فقط، ونظراً لانخفاض درجة انصهار الألمنيوم مقارنة بأكسيد الألمنيوم فإنها تحتاج لكميات قليلة من الطاقة.

3- أوقع. بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أوقع نواتج التحليل الكهربائي لمحاليل الأملاح الآتية:

أ . يوديد المغنيسيوم MgI₂.

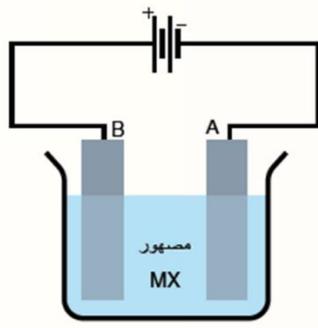
محلول MgI₂ : اليود عند المصعد، وغاز الهيدروجين عند المهبط وتكون محلول Mg(OH)₂

ب. نترات الرصاص Pb(NO₃)₂.

محلول Pb(NO₃)₂: الرصاص عند المهبط، وغاز الأكسجين عند المصعد وتكون محلول HNO₃

ج. كبريتات الكوبلت CoSO₄.

محلول CoSO₄ : الكوبلت عند المهبط، وغاز الأكسجين عند المصعد وتكون محلول H₂SO₄



4- أدرُس الشكل المجاور، الذي يمثل خلية تحليل كهربائي لمصهور المركب الأيوني MX باستخدام أقطاب من الجرافيت أُعطيَت الرموز A و B ، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

أ . أ حَدِّدُ المِصْعَد والمِهْبِط في الخلية.

المصعد: (B) المهبط: (A)

ب. أ حَدِّدُ اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك، واتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة داخل المحلول باستخدام الأسهم.

اتجاه حركة الإلكترونات من المصعد (B) إلى المهبط (A) أما حركة الأيونات فتتحرك أيونات (X⁻) باتجاه القطب الموجب (B) أما أيونات (M⁺) فتتحرك باتجاه القطب السالب (A)

ج. أ حَدِّدُ القطبَ الذي تحدثُ عنده عمليةُ التأكسد. القطب (B)

د . أ حَدِّدُ القطبَ الذي تتكوَّنُ عنده ذرَّاتُ العنصر M. القطب (A)

5- يُرادُ تنقيَّةُ قوالبٍ من النيكل باستخدام عملية التحليل الكهربائي:

أ . ما القطبُ الذي يجب أن تمثِّله القوالبُ غيرُ النقيَّة؟ (المصعد)

ب . ما المادَّةُ المُستخدَمةُ في القطب الآخر؟ (قطب نقي من النيكل)

ج. اقترحُ محلولاً يمكن استخدامه في هذه الخلية. (نترات النيكل)

الإثراء والتوسع إعادة تدوير البطاريات

تُستخدَمُ البطاريات لتزويد أجهزة مختلفة بالطاقة، تشمل السيارات والهواتف وأجهزة الحاسوب وغيرها، وعندما تنفذ البطارية أو تتلف تُرمى (يُستغنى عنها)، ويؤدي ذلك إلى تراكم كميات كبيرة من النفايات الخطرة؛ إذ تحتوي البطاريات على مواد كيميائية سامة وفلزات ثقيلة، ينتج عن تراكمها ودفنها مخاطر بيئية؛ فقد تسبب تلوث المياه والتربة، ومن هنا جاءت فكرة إعادة تدوير البطاريات.

تدوير البطاريات يعني معالجة نفاياتها بهدف التقليل منها بوصفها نفايات صلبة، وإعادة استخدام مكوناتها مرة أخرى.

إعادة تدوير بطارية الرصاص الحمضية

تُعدُّ بطاريات الرصاص الحمضية من أقدم أنواع البطاريات القابلة لإعادة الشحن في العالم، ولإعادة تدويرها أهمية كبيرة في صناعة الرصاص في الوقت الحاضر؛ حيث يمثل الرصاص المُعاد استخدامه نحو 47% من إجمالي الرصاص المُستخدَم عالمياً.

وتشمل عملية إعادة تدوير بطاريات الرصاص الحمضية المُستخدمة عدّة مراحل، هي:

التجميع: وهي تجميع بطاريات الرصاص المُستخدمة، وغالباً ما يتم ذلك لدى باعة البطاريات؛ حيث تجمعها الشركات التي تُعيد تدويرها.

التكسير: إذ تُفكَّك البطارية في منشأة إعادة التدوير، وتُحقَّق مكوناتها باستخدام أدوات خاصة، فتحوَّل إلى شظايا.

الفرز: تتضمن هذه العملية فصل أجزاء بطارية الرصاص الحمضية بفرز المكونات البلاستيكية والورقية عن الرصاص والفلزات الثقيلة،

وسحب السائل الموجود فيها، يلي ذلك بدء كل مادة برحلة تدوير خاصة بها؛ إذ تُغسل القطع البلاستيكية وتُجفَّف ثم تُرسَل إلى وحدة تدوير البلاستيك؛ حيث تُصهَر وتُشكَّل آلياً على شكل كرات من مادة البولي بروبيلين،

وتُستخدَم مرةً أخرى لإنتاج صناديق بطاريات الرصاص الحمضية، ويمكن استخدامها في صناعة منتجات أخرى. أمّا ألواح الرصاص وأكسيده ومرغباته الأخرى فتُصهَر معاً في أفران الصهر، ثم تُصَب في قالب وتُزال من على سطح مصهور الرصاص الشوائب المعروفة باسم الخَبَث، وتترك السبائك لتبرد وتتصلب، ثم تُرسَل إلى الشركات المُصنِّعة للبطاريات؛ حيث تُستخدَم في إنتاج ألواح جديدة من الرصاص وأكسيد الرصاص.

أمّا حمض الكبريتيك، وهو المكوّن السائل في البطارية، فيجري التعامل معه بطريقتين، أولاً: مفاعلة الحمض مع مركب كيميائي قاعدي، فينتج ملح وماء، ثم يجري تجميع المياه الناتجة ومعالجتها والتأكد من مطابقتها لمواصفات المياه والتخلص منها في شبكة الصرف الصحي، أمّا الطريقة الثانية فيجري فيها تحويل الحمض إلى كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ، ثم استخدامها في صناعة منظّفات الغسيل والزجاج والمنسوجات.

مراجعة الوحدة

1. أقرن بين الخلية الجلفانية و خلية التحليل الكهربائي، من حيث:

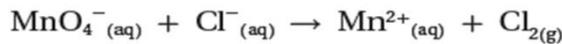
وجه المقارنة	نوع الخلية	الخلية الجلفانية	خلية التحليل الكهربائي
تحويلات الطاقة	كيمائية إلى كهربائية	كيمائية إلى كهربائية	كهربائية إلى كيميائية
شحنة المصعد والمهبط	المصعد (-)، المهبط (+)	المصعد (-)، المهبط (+)	المصعد (+)، المهبط (-)
تلقائية التفاعل	تلقائي	تلقائي	غير تلقائي
اشارة E°_{cell}	موجبة	موجبة	سالبة

2. أفسر:

أ - يُخَلَطُ أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 بالكربوليت خلال عملية استخلاص الألمنيوم بطريق هول - هيروليت. لتخفيض درجة انصهار الألومينا (Al_2O_3) وبالتالي تخفيض كلفة الطاقة اللازمة لعملية استخلاص الألمنيوم.

ب - تَفْقَدُ بطارية السيارة صلاحيتها بعد بضع سنوات من استخدامها، رغم إمكانية إعادة شحنها نظرياً عدداً لا نهائياً من المرات. نتيجة فقدان جزء من مكوناتها مثل ($PbSO_4(s)$) وبالتالي عدم دخوله في التفاعل العكسي الذي يؤدي إلى إعادة شحن البطارية.

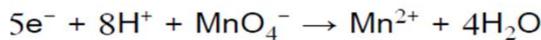
3. تمثل المعادلة الكيميائية الآتية تفاعل تأكسد واختزال، أدرسه جيداً، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



أ - أكتب نصف تفاعل التأكسد والاختزال.



نصف تفاعل التأكسد/ مصعد:



نصف تفاعل الاختزال/ مهبط:

ب - أكتب معادلة التفاعل الكلي الموزونة.

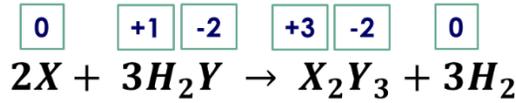


ج- هل يحدث هذا التفاعل تلقائياً؟ (أستعين بجدول جهود الاختزال المعيارية)

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode} \quad E^{\circ}_{cell} = 1.51 - 1.36 \quad E^{\circ}_{cell} = 0.15 V$$

التفاعل تلقائي لأن جهد الخلية المعياري للتفاعل موجب.

4 . أدرُسْ معادلةَ التفاعل الكيميائي، التي تتضمنُ رموزًا افتراضيةً للفلز X واللافلز Y وعنصر الهيدروجين، ثمَّ أجيبُ عن الأسئلة التي تليها:



بالنظر إلى المعادلة:

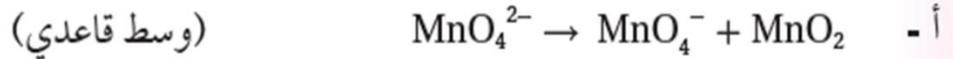
نلاحظ أن الفلز (X) حل محل الهيدروجين في (H₂Y) وتصاعد غاز الهيدروجين، أي أن ذرات (X) تأكسدت واختزلت ذرات الهيدروجين في (H₂Y) ، أما (Y) فلم يتغير عدد تأكسده.

أ - أعدد التغير في عدد تأكسد X . من (0) ← (+3) زاد

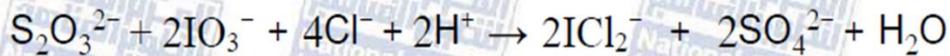
ب - أعدد التغير في عدد تأكسد Y . لم يتغير (-2)

ج- أعدد العامل المؤكسد . العامل المؤكسد : H₂Y

5 . أوازنُ معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحددُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المختزل:



العامل المؤكسد: MnO₄²⁻ ، العامل المختزل: MnO₄²⁻



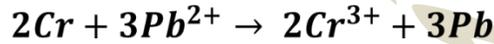
العامل المؤكسد: IO₃⁻ ، العامل المختزل: S₂O₃²⁻

6 . خلية جلفانية مكوّنة من نصف خلية الرصاص $Pb^{2+}|Pb$ ونصف خلية الكروم $Cr^{3+}|Cr$. إذا عَلِمْتُ أن تركيز أيونات Cr^{3+} يزداد عند تشغيل الخلية، فأجيبُ عما يأتي:

أ - أُحدِّدُ المصعدَ والمهبطَ في الخلية الجلفانية. **المهبط: الرصاص (Pb)** **المصعد: الكروم (Cr)**

ب- أتوقعُ التغيُّرَ على كتلة قطب الرصاص مع استمرار تشغيل الخلية. **تزداد**

ج- أكتبُ معادلةً موزونةً تمثلُ التفاعلَ الكلي الذي يحدث في الخلية.



د - أحسبُ، مُستعيناً بجدول جهود الاختزال المعيارية، جهدَ الخلية المعياري (E_{cell}°).

$$E_{cell}^{\circ} = E_{cathode}^{\circ} - E_{anode}^{\circ} \quad E_{cell}^{\circ} = -0.13 + 0.73 \quad E_{cell}^{\circ} = 0.60 V$$

نصف تفاعل الاختزال	$ E^{\circ} V$
$A^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons A_{(s)}$	0.80
$B^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \rightleftharpoons B_{(s)}$	1.66
$C^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \rightleftharpoons C_{(s)}$	1.5
$D^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons D_{(s)}$	2.71
$M^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons M_{(s)}$	0.28

7 . بيِّنُ الجدولَ المجاور القيمَ المطلقة لجهود الاختزال المعيارية E° للعناصر (A, B, C, D, M). إذا عَلِمْتُ أن ترتيبَ العناصر حسب قوتها كعوامل مختزلة، هو: $D > B > M > A > C$ ، وأنه عند وصل القطب M بقطب الهيدروجين المعياري تتحرَّكُ الإلكتروناتُ من M إلى قطب الهيدروجين، فأجيبُ -مُستعيناً بالمعلومات السابقة- عن الأسئلة الآتية:

أ - أكتبُ إشارةَ قيمِ جهود الاختزال المعيارية E° للعناصر A, B, C, D, M.

رمز القطب	A	B	C	D	M
$E^{\circ} (V)$	0.80	-1.66	1.5	-2.71	-0.28

ب- أستنتج. ما العنصرُ الذي يمكنُ استخدامه وعاءَ مصنعٍ منه لحفظ محلول يحتوي على أيونات A^{+} ؟ **C**

ج- أستنتج. ما العاملُ المؤكسد الذي يؤكسد D ولا يؤكسد M؟ **B^{3+}**

8. أدرُس المعادلاتِ والمعلوماتِ المبيّنة في الجدول؛ ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة التي تليها:

المعلومات	المعادلة
تفاعل تلقائي	$\text{Ca} + \text{Cd}^{2+} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{Cd}$
تفاعل غير تلقائي	$2\text{Br}^- + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Sn}$
تفاعل تلقائي	$\text{Cd} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Sn}$

أ - أُحدِّدُ أقوى عامل مؤكسد. Br_2

ب - أرَتِّبُ العواملَ المُختزَلة تصاعدياً حسب قوتها. $\text{Ca} > \text{Cd} > \text{Sn} > \text{Br}^-$

ج- أستنتج. هل تؤكسد أيونات الكاديوم Cd^{2+} أيونات البروم Br^- ؟ (لا)

د - أقارن. ما العنصران اللذان يكونان خليةً جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟ Ca ، Br_2

9. خلية تحليل كهربائي تحتوي على محلول بروميد الليثيوم LiBr . بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

أ - أكتبُ معادلة التفاعل الذي يحدث عند المصعد. $\text{LiBr}_{(aq)} \rightarrow \text{Li}_{(aq)} + \text{Br}^-_{(aq)}$

تفاعل المصعد $2\text{Br}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Br}_{2(l)} + 2e^-$

ب- أستنتج. ما ناتج التحليل الكهربائي عند المهبط؟

تفاعل المهبط $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-_{(aq)}$

ج- أحسب. ما مقدارُ جهد البطارية اللازم لإحداث عملية التحليل الكهربائي؟

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}}^{\circ} - E_{\text{anode}}^{\circ} \quad E_{\text{cell}}^{\circ} = -0.83 - 1.07 \quad E_{\text{cell}}^{\circ} = -1.90 \text{ V}$$

جهد البطارية اللازم يزيد عن (1.90 V)

10. عند استخدام آلة تصوير ذات بطارية قابلة لإعادة الشحن، أُجيبُ عن الأسئلة الآتية :
أ. أقرن تحولات الطاقة خلال عمليتي الاستخدام والشحن.

خلال عملية استخدام البطارية تتحول الطاقة الكيميائية إلى كهربائية، وخلال عملية الشحن تتحول الطاقة الكهربائية إلى كيميائية.

ب. أفسّر. تعمل هذه البطارية كخلية جلفانية وخلية تحليل كهربائي.

تعمل كخلية جلفانية خلال عملية الاستخدام وذلك لأن تفاعل التأكسد والاختزال التلقائي الذي يحدث فيها مولد للتيار الكهربائي مما يتيح استخدامها، أما عند الشحن فإنها تعمل كخلية تحليل كهربائي إذ أن التيار الكهربائي المار فيها يحدث تفاعلي تأكسد واختزال غير تلقائيين يمثلان التفاعل العكسي لكل من تفاعلي التأكسد والاختزال الحادثين فيها أثناء الاستخدام وكذلك ينعكس التفاعل الكلي.

11. أدرُس المعلومات الآتية المتعلقة بالفيلزات ذات الرموز الافتراضية الآتية: C, Z, B, X, A, Y، ثم أُجيبُ عن الأسئلة التي تليها:

أ - الفيلز A يختزل أيونات X^{2+} ولا يختزل أيونات Y^{2+} .

ب - عند مفاعلة الفيلزين X, B مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف، يتفاعل X وينطلق غاز الهيدروجين، أما B فلا يتفاعل.

ج - عند تكوين خلية جلفانية من الفيلزين C و Y، تتحرك الأيونات السالبة من القطرة الملحية باتجاه نصف خلية C.

د - يمكن استخلاص الفيلز Z من محاليل أملاحه باستخدام الفيلز B.



ترتيب العناصر وفق جهود الاختزال المعيارية بناء على المعلومات:

(1) أستنتج اتجاه حركة الإلكترونات في الخلية المكوّنة من القطبين X, C. من القطب (C) إلى القطب (X).

(2) أستنتج القطب الذي تزداد كتلته في الخلية المكوّنة من القطبين A, B. القطب (B)

(3) أقرن. ما القطبان اللذين يُشكّلان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟ القطب (C) و القطب (Z)

(4) أتنبأ. هل يمكن تحضير الفيلز Z بالتحليل الكهربائي لمحلول ZNO_3 ؟ أفسّر إجابتي.

نعم، جهد اختزال (Z) موجب أي أنه أكبر من جهد اختزال الماء (0.83 V-) فيكون أسهل اختزالاً من الماء، لذلك يمكن تحضيره بالتحليل الكهربائي لمحلول أحد أملاحه.

(5) أستنتج. هل يتفاعل الفيلز A مع محلول حمض الهيدروكلوريك وينطلق غاز الهيدروجين؟ أفسّر إجابتي.

نعم، جهد الاختزال المعياري للقطب (A) أقل من جهد الاختزال المعياري لقطب الهيدروجين، لذلك يتأكسد (A) ويختزل أيونات الهيدروجين وينطلق غاز (H_2)

(6) أتنبأ. هل يمكن تحريك محلول نترات الفيلز $Y(NO_3)_2$ بملقعة من الفيلز B؟ نعم

12. استُخدمت أنصافُ الخلايا المعيارية للفلزات ذات الرُّموز الافتراضية الآتية:

المصعد	E°_{cell} V	الخلية الجلفانية
E	0.16	E-D
E	0.78	E-L
T	1.93	T-E
E	0.30	E-M
R	0.32	R-E

مع نصف خلية الفلز E المعيارية لتكوين خلايا جلفانية، وكانت النتائج كما في الجدول الآتي. أدركه جيدًا، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

أ - أرّتب الفلزّات متضمّنة الفلزّ E حسب قوتها كعوامل مختزلة.



ب - أحسب جهد الخلية المعياري E°_{cell} للخلية المكوّنة من الفلزيّن T, R.

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

$$E^{\circ}_{cell} = 1.93 - 0.32$$

$$E^{\circ}_{cell} = 1.61 V$$

ج- أقرن. ما الفلزان اللذان يُشكّلان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟ **T - L**

د - أستنتج. هل يمكن حفظ محلول أحد أملاح الفلزّ D في وعاء من الفلزّ R؟ أفسّر إجابتي.

لا يمكن، لأن (R) عامل مختزل أقوى من (D)، لذلك يتأكسد (R) ويختزل أيونات (D).

13. أختارُ الإجابة الصحيحة لكلّ فقرة من الفقرات الآتية:

1 . المادّة التي اختزلت في التفاعل الآتي: $TiO_2 + 2Cl_2 + C \rightarrow TiCl_4 + CO_2$ ، هي:

أ . C ب . Cl_2 ج . TiO_2 د . $TiCl_4$

2 . عددُ تأكسد البورون B في المركّب $NaBH_4$ يساوي:

أ . +3 ب . +5 ج . -5 د . -3

3 . إحدى العبارات الآتية صحيحة:

أ . العامل المختزل يكتسب إلكترونات في التفاعل الكيميائي.

ب . العامل المؤكسد يفقد إلكترونات في التفاعل الكيميائي.

ج . تحتوي جميع تفاعلات التأكسد والاختزال على عامل مؤكسد وعامل مختزل.

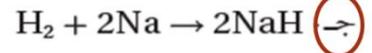
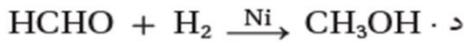
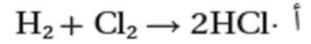
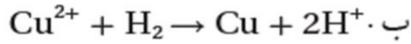
د . يحتوي تفاعل التأكسد والاختزال على عامل مؤكسد وعامل مختزل فقط.

4 . العبارة الصحيحة في معادلة التفاعل الموزونة الآتية: $IO_3^- (aq) + 5I^- (aq) + 6H^+ (aq) \rightarrow 3I_2 (aq) + 3H_2O (l)$ هي:

أ . عددُ تأكسد اليود في IO_3^- يساوي +7. ب . العامل المؤكسد في التفاعل هو I^- .

ج . يُعدُّ التفاعل تأكسدًا واختزالًا ذاتيًا. د . تأكسدت ذرات اليود (أو أيوناته) واختزلت في التفاعل.

5 . التفاعل الذي يسلكُ فيه الهيدروجين كعامل مؤكسد هو:



6 . مقدار التغير في عدد تأكسد ذرة الكربون (C)، عند تحول الأيون $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ إلى جزيء CO_2 هي:

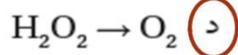
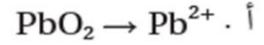
د . 4

ج . 2

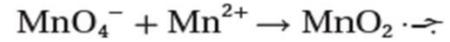
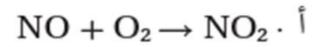
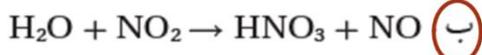
ب . 1

أ . 0

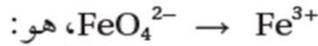
7 . أحد التغيرات الآتية يحتاج إلى عامل مؤكسد:



8 . أحد التفاعلات غير الموزونة الآتية يمثل تفاعل تأكسد واختزال ذاتي:



9 . عدد مولات الإلكترونات اللازمة لموازنة نصف التفاعل الآتي في وسط حمضي:



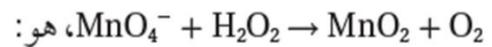
د . 1

ج . 3

ب . 4

أ . 2

10 . عدد مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- اللازم إضافتها إلى طرفي المعادلة لموازنة التفاعل الآتي في وسط قاعدي:



11 . إذا كان التفاعل الآتي يحدث في إحدى الخلايا الجلفانية $\text{A} + \text{B}^{2+} \rightarrow \text{A}^{2+} + \text{B}$ ، فإن:

ب . كتلة القطب A تزداد

أ . القطب السالب هو B

د . الإلكترونات تتحرك من القطب B إلى القطب A

ج . تركيز أيونات A^{2+} يزداد

$E'_{\text{cell}} \text{ V}$	القطب الذي يُشكِّله الفلز X	قطب الخلية
0.78	مهبط	M-X
0.15	مصعد	X-N
0.74	مصعد	X-L

• يتضمَّن الجدول المجاور ثلاث خلايا جلفانية يُسكَّل الفلزُّ X أحد أقطابها مع أحد الفلزَّات ذات الرموز الافتراضية M، N، L ومعلومات عنها. أدرسه جيِّداً، ثمَّ أجب عن الأسئلة 12 و 13 و 14.

12. أرَّتب الفلزَّات M، N، L، X حسب قوتها كعوامل مختزلة:

- أ. $X > L > N > M$ ·
 ب. $M > X > N > L$ ·
 ج. $M > N > L > X$ ·
 د. $L > N > X > M$ ·

نصف تفاعل الاختزال	$E' \text{ V}$
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0.80
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0.34
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0.76
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.83
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1.07

• أدرس الجدول المجاور، الذي يتضمَّن بعض أنصاف تفاعلات الاختزال المعيارية وجهودها، وأستخدمه للإجابة عن الأسئلة 16 و 17.

16. عند التحليل الكهربائي لمحلول بروميد الخارصين، فإنَّ الناتج عند المهبط هو:

- أ. Zn ·
 ب. H_2 ·
 ج. Cl_2 ·
 د. OH^- ·

17. عند التحليل الكهربائي لمحلول يحتوي على الأيونات Cu^{2+} ، Zn^{2+} ، Ag^+ ، فإنَّ ذراتها تبدأ بالترسُّب عند المهبط حسب الترتيب الآتي:

- أ. $\text{Zn}, \text{Ag}, \text{Cu}$ ·
 ب. $\text{Cu}, \text{Ag}, \text{Zn}$ ·
 ج. $\text{Ag}, \text{Cu}, \text{Zn}$ ·
 د. $\text{Ag}, \text{Zn}, \text{Cu}$ ·

18. عندما يعاد شحن بطارية قابلة لإعادة الشحن تعمل الخلية كخلية:

- أ. حمضية ·
 ب. قلووية ·
 ج. جلفانية ·
 د. تحليل كهربائي ·

19. جميع العبارات الآتية صحيحة، بالنسبة إلى الخلية الجلفانية $\text{Ba}|\text{Ba}^{2+}||\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}$ ، ما عدا:

- أ. Ni^{2+} أقوى عامل مؤكسد ·
 ب. Ba أقوى عامل مختزل ·
 ج. تزداد كتلة القطب Ni ·
 د. $\text{Ba}|\text{Ba}^{2+}$ تمثل نصف خلية الاختزال ·

20. العبارة الخاطئة من العبارات الآتية التي تصف ما يحدث في بطارية أيون الليثيوم خلال عملية شحن البطارية، هي:

- أ. تتأكسد أيونات الكوبلت Co^{3+} إلى Co^{4+} ·
 ب. يمثل أكسيد الكوبلت CoO_2 قطب المهبط في أثناء الشحن ·
 ج. تختزل أيونات الليثيوم Li^+ ·
 د. تتحرك أيونات الليثيوم Li^+ باتجاه نصف خلية الجرافيت ·

الأستاذ رمزي القرالة