



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة 2

المحاضرة : الخامسة / نظري / د. سليمان محمد

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z Facebook Group :

كلية العلوم

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

2026

12

الفصل الخامس

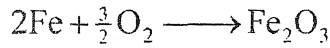
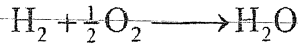
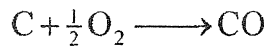
تفاعلات الأكسدة والإرجاع

Oxidation - Reduction Reactions

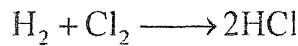
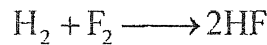
المحاضرة
العدد
التاريخ

5 - 1 مقدمة

عندما يحترق الفحم أو الهيدروجين أو يصدأ الحديد تتحد هذه العناصر مع الأكسجين مكونة أكاسيده:



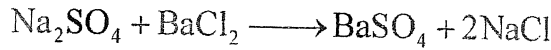
اقتصرت عمليات الأكسدة ولفترة من الزمن على هذا النوع من التفاعلات لتمييزها عن التفاعلات الكيميائية الأخرى. أما الآن فعملية الأكسدة والإرجاع معنى أعم، ذلك أن عنصرا كالهيدروجين يمكن أن يتحد مع عنصر آخر غير الأكسجين كالفلور أو الكلور، وتبقى العملية مصنفة ضمن عمليات الأكسدة:



ولا تقتصر عملية الأكسدة والإرجاع على هذه التفاعلات بل تتعداها إلى كل تفاعل يحصل فيه ربح أو خسارة إلكترونات. وبشكل عام يتألف التفاعل الكيميائي من جملة

مواد متفاعلة، و مواد ناتجة عن التفاعل، وتختلف التفاعلات الكيميائية باختلاف آلية حدوثها، إذ يتم تحطيم روابط كيميائية، وتشكيل روابط جديدة وفق إحدى الطريقتين الآتيتين:

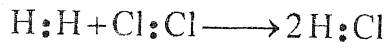
1. انفصام وارتباط الشوارد أو الجزيئات من دون انتقال إلكترونات بين المواد المتفاعلة، وتسمى هذه العمليات تفاعلات الإزاحة كما يحدث عند تفاعل محلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 مع محلول كلوريد الباريوم BaCl_2 :



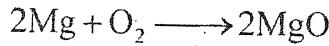
وكذلك عند تفاعل حمض كلور الماء HCl مع ماءات التوتياء Zn(OH)_2 :



2. انفصام وارتباط العناصر التي تدخل في تركيب الجزيئات أو الشوارد المتفاعلة، ويمكن أن يكون انتقال الإلكترونات جزئياً كما هو الحال عند تشكيل المركبات المشتركة القطبية، إذ يكون الزوج الإلكتروني منزاحاً نحو الذرة الأكثر كهرسلبية في الجزيء:

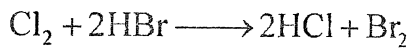


أما إذا كان انتقال الإلكترونات كاملاً ونهائياً، فنتشكل المركبات ذات الطبيعة الشاردية، إذ يتم انتقال إلكترون أو أكثر بالكامل من ذرة كهرجابية إلى ذرة كهرسلبية:



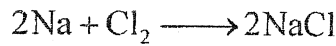
فتنقل ذرة المغنيزيوم عن إلكترونين إلى ذرة الأكسجين. وفي النتيجة يحصل في تفاعلات الأكسدة والإرجاع انتقال إلكترون أو أكثر من أحد العناصر (المانح) إلى عنصر آخر (المستقبل). نسمي العنصر الذي خسر (منح) الإلكترونات الجسم المرجع، بينما نسمي العنصر الذي اكتسبها الجسم المؤكسد. من ناحية أخرى تدعى العملية المرافقة لخسارة الإلكترونات عملية الأكسدة، بينما تدعى العملية المرافقة لاكتساب إلكترونات عملية الإرجاع. وعمليتا الأكسدة والإرجاع مترافقتان في تفاعل الأكسدة والإرجاع.

يمكن القول إن العناصر التي تمتلك كهرسلبية عالية تعدُّ مؤكسداً، مثل الهالوجينات، بينما العناصر التي تحمل كهرسلبية منخفضة تعدُّ مرجعات، مثل العناصر القلوية، ويمكن الأخذ بالحسبان القوة النسبية للكهرسلبية، فمثلاً قد يكون أحد عناصر الهالوجينات مؤكسداً، والآخر مرجعاً إذا كان الأول أكثر كهرسلبية. فمثلاً إن الكلور والبروم عنصران من الهالوجينات، ولكل منهما كهرسلبية عالية، ولكن يكون الكلور مؤكسداً إذا وجد مع البروم؛ لأن الكلور يحمل كهرسلبية أعلى من كهرسلبية البروم:

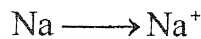


5 - 12 المفهوم الحديث للأكسدة والإرجاع

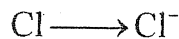
إن المفهوم القديم للأكسدة والإرجاع لم يفسر انتقال الإلكترونات التي تحدث أثناء عمليتي الأكسدة والإرجاع، ولهذا يجب اعتماد مفهوم أكثر تطوراً وشمولية لعمليتي الأكسدة والإرجاع، وهذا المفهوم يتعلق بمعرفة بنية الذرة؛ إذ تم ربط مفهوم الأكسدة والإرجاع بالانتقالات الإلكترونية التي تحدث بين الذرات المتفاعلة، ولنوضح ذلك من خلال التفاعل الآتي:



عند تفاعل ذرة الصوديوم مع ذرة الكلور تخسر إلكترونات من مدارها الخارجي وتتحول إلى شاردة موجبة:

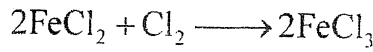


وبذلك يزداد رقم شحنتها، وتكون ذرة الصوديوم قد تأكسدت، بينما تأخذ ذرة الكلور المعتدلة هذا الإلكترون، وتضمه إلى مدارها الخارجي الذي يحتوي على سبعة إلكترونات ليكتمل إلى ثمانية إلكترونات، وبذلك تتحول إلى شاردة سالبة:

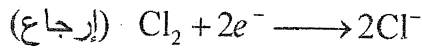
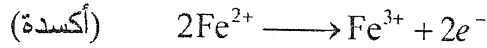


أي ينخفض رقم شحنتها، وتكون قد أرجعت. يحصل بعد ذلك تجاذب كهربائي ساكن بين الشاردين الموجبة والسالبة لتشكلا الجزيء NaCl ذا الطبيعة الشاردية.

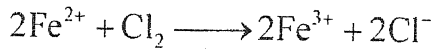
نلاحظ وفقاً لهذا المفهوم للأكسدة والإرجاع أن عملية الأكسدة يرافقها فقدان للإلكترونات، أي ارتفاع في الشحنة، بينما يرافق عملية الإرجاع اكتساب للإلكترونات، أي انخفاض في الشحنة، وبناء على ذلك ففي أي تفاعل أكسدة وإرجاع ثمة جسم مؤكسد، وهو الذي أرجع، وثمة جسم مرجع، وهو الذي تأكسد. فالجسم المؤكسد (العامل المؤكسد) هو الذي تسبب في أكسدة العنصر، ويكون هو بالتالي قد أرجع، والجسم المرجع (العامل المرجع)، هو الجسم الذي تسبب في إرجاع العنصر، ويكون هو بالتالي قد تأكسد، مثال:



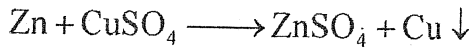
يقوم الكلور بدور المؤكسد؛ لقدرة على سحب الإلكترونات، بينما تقوم شاردة الحديد الثنائي بدور المرجع؛ لقدرة على منح الإلكترونات، وفقاً لما يلي:



إذ نلاحظ ازدياد رقم شحنة الحديد، وانخفاض رقم شحنة الكلور، وبناء عليه نسمي التفاعل النصفى الأول تفاعل الأكسدة، أما التفاعل النصفى الثاني فنسميه تفاعل الإرجاع، ومجموع التفاعلين النصفيين يعطي التفاعل الكلي أو الإجمالي للأكسدة والإرجاع:



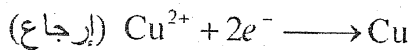
مثال آخر:



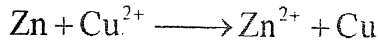
يتأكسد التوتياء (المرجع) وفقاً للتفاعل النصفى الآتي:



بينما يرجع النحاس (المؤكسد) وفقاً للتفاعل النصفى الآتي:



ويكون التفاعل الإجمالي الشاردي للأكسدة والإرجاع هو مجموع التفاعلين السابقين:



وعند جمع المعادلتين النصفيتين يجب أن يكون عدد الإلكترونات متساوياً في كل منهما، وفي حال عدم تساويهما يجب تحقيق ذلك بالطرائق الحسابية المعروفة (ضرب إحدى المعادلتين أو كليهما بعدد معين).

5-3 رقم الأكسدة

يمثل رقم الأكسدة الشحنة الظاهرية للذرة، فعندما تتحول الذرة المعتدلة إلى شاردة موجبة يكون رقم الأكسدة موجبا، فمثلاً للشوارد Na^+ ، و Li^+ ، و K^+ رقم الأكسدة +1، بينما للشوارد Fe^{2+} ، و Zn^{2+} رقم أكسدة +2. أما عندما تتحول الذرة إلى شاردة سالبة نتيجة اكتسابها الإلكترونات فيكون رقم الأكسدة سالبا، فمثلا للشوارد Cl^- ، و Br^- رقم أكسدة -1، وكذلك للشاردة O^{2-} رقم أكسدة -2.

إن تغير رقم الأكسدة للعناصر في التفاعلات الكيميائية يدل على حدوث تفاعل

أكسدة وإرجاع، وإن:

- أي ارتفاع في رقم الأكسدة دليل حدوث أكسدة.

- أي انخفاض في رقم الأكسدة دليل حدوث إرجاع.

وثمة قواعد يجب إتباعها عند تحديد رقم الأكسدة لأي عنصر:

1. رقم الأكسدة للعنصر الحر يساوي الصفر دوماً، مثل Na المعتدلة.

2. رقم أكسدة الجزيء، سواء كان بسيطاً، مثل Cl_2 و O_2 ، أو معقداً، مثل

KMnO_4 و H_2SO_4 ، يساوي الصفر.

3. رقم أكسدة الأكسجين يساوي -2 في جميع مركباته، ماعداً فوق الأكاسيد، مثل

H_2O_2 أو Na_2O_2 فهو يساوي -1، وكذلك الأكاسيد العلوية أو أعلى الأكاسيد،

مثل KO_2 فيساوي $-\frac{1}{2}$.

4. رقم أكسدة الهيدروجين يساوي +1 في جميع مركباته، ماعداً مركباته مع

المعادن القلوية، والمعادن القلوية الترابية، التي تدعى الهيدريدات، مثل CaH_2

أو NaH ، إذ يكون رقم أكسده -1.

5. مجموع أرقام الأكسدة لجميع ذرات جزيء معتدل تساوي الصفر، أما في حالة شاردة معقدة فإن مجموع أعداد الأكسدة لجميع ذراتها يساوي شحنة هذه الشاردة.

مثال (1): لتحديد رقم أكسدة عنصر الكبريت في الجزيء المعتدل H_2SO_4 ، نتبع ما يلي: نفترض أن رقم أكسدة الكبريت هو x ، وبما أن المجموع الجبري لأرقام الأكسدة للذرات في الجزيء المتعادل يساوي الصفر، أي:

$$0 = \text{مجموع أرقام الأكسدة لذرات الهيدروجين والأكسجين} + x$$

وبما أن رقم الأكسدة للهيدروجين هو $(+1)$ ، ورقم الأكسدة للأكسجين هو (-2) فإن:

$$2 \times (+1) + x + 4 \times (-2) = 0 \Rightarrow 2 + x - 8 = 0 \\ \Rightarrow x = -2 + 8 = +6$$

مثال (2): لحساب رقم أكسدة الكروم في شاردة ثاني الكرومات $Cr_2O_7^{2-}$ ، نتبع ما يلي: لنرمز لرقم أكسدة الكروم بالرمز x ، وبما أن المجموع الجبري لأرقام الأكسدة للذرات في الشاردة يساوي الشحنة التي تحملها، فإن:

$$-2 = \text{مجموع أرقام الأكسدة لذرات الأكسجين} + 2x$$

وبما أن رقم الأكسدة للأكسجين هو (-2) ، فإن:

$$2x + 7 \times (-2) = -2 \Rightarrow 2x - 14 = -2 \Rightarrow \\ 2x = 12 \Rightarrow x = 12/2 = 6$$

وبذلك $x = 6$ هو رقم أكسدة الكروم في الشاردة $Cr_2O_7^{2-}$.

مثال (3): لحساب رقم أكسدة المنغنيز في برمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ ، نتبع ما يلي: لنرمز لرقم أكسدة المنغنيز بالرمز x ، وبما أن المجموع الجبري لأرقام الأكسدة للذرات في المركب يساوي الصفر، فإن:

$$0 = \text{مجموع أرقام الأكسدة لذرات الأكسجين والبوتاسيوم} + x$$

وبما أن رقم الأكسدة للأكسجين هو (-2) ، ورقم أكسدة البوتاسيوم $(+1)$ ، فإن:

$$1 + x + 4 \times (-2) = 0 \Rightarrow x - 7 = 0 \Rightarrow x = 7$$

وهكذا فإن رقم أكسدة المنغنيز يساوي $(+7)$.

وتجدر الإشارة إلى أن لرقم الأكسدة دائماً إشارة (موجبة أو سالبة)، ويجب أن نفرق هنا بين رقم الأكسدة للعنصر (رقم الشحنة) وتكافؤ العنصر؛ فالتكافؤ يدل على إمكانية ذرة ما على الارتباط بغيرها، ويقاس بعدد ذرات الهيدروجين التي تتحد معها الذرة، أي عدد الروابط الفردية التي يمكن أن تشكلها ذرة العنصر، وكذلك فالتكافؤ هو عدد مجرد من الإشارة. فمثلاً في H_2O_2 يكون تكافؤ الأكسجين مساوياً 2، بينما رقم أكسدته يساوي (-1).

5 - 4 موازنة تفاعلات الأكسدة والإرجاع

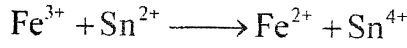
يجب أن يتحقق قانون انحفاظ المادة، وقانون انحفاظ الشحنة من أجل موازنة هذه التفاعلات في طرفي كل معادلة سواء كانت نصفية أو إجمالية. ومن أجل ذلك يجب اتباع الخطوات الآتية:

1. نحدد العناصر التي تأكسدت، والعناصر التي أرجعت، ومن ثم نكتب التفاعلين النصفيين للأكسدة والإرجاع.
 2. نوازن معادلتَي الأكسدة والإرجاع من حيث انحفاظ الكتلة والشحنة، إذ يضاف عدد من الإلكترونات إلى الطرف ذي الشحنة الأعلى لتعديل الشحنة.
 3. في حال عدم تساوي عدد الإلكترونات في المعادلتين النصفيتين يجب ضرب المعادلة بالأعداد المناسبة لجعل عدد الإلكترونات متساوياً.
 4. بعد ذلك نجمع المعادلتين النصفيتين بعد حذف الحدود المشتركة لنحصل على المعادلة الشارديّة لعمليتي الأكسدة والإرجاع.
 5. اعتماداً على المعادلة الشارديّة نكتب المعادلة الإجمالية النهائية، إذ ننسب كل شاردة إلى جزيء المركب الذي يحويها.
- ويجب في النهاية أن نحسب عدد الذرات من كل عنصر في طرفي المعادلة للتأكد من سلامة المعادلة، وإذا لم يكن العدد متساوياً في الطرفين فهذا يعني أن هناك خطأ مرتكباً في إحدى المراحل السابقة، لذلك يجب العودة إلى بقية الخطوات، والتأكد من صحتها. وبناء على طريقة موازنة معادلات الأكسدة والإرجاع يمكن مناقشة أربع

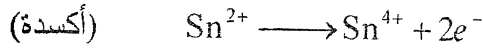
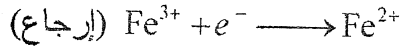
حالات مختلفة.

5-4-1 تفاعلات أكسدة وإرجاع بسيطة

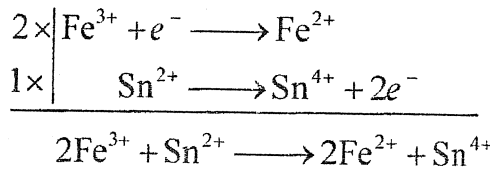
ليس للوسط، سواء كان حمضياً أو قلوياً، علاقة بموازنة هذا النوع من المعادلات. مثال على ذلك:



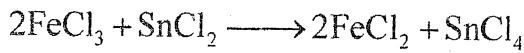
نكتب المعادلتين النصفيتين:



إن مبدأ انحفاظ المادة والشحنة محققان في كل معادلة، بينما عدد الإلكترونات مختلفة، لذلك نضرب المعادلة الأولى بـ 2، ونجمع المعادلتين النصفيتين:



وتكون المعادلة الإجمالية:



5-4-2 تفاعلات أكسدة وإرجاع في أوساط حمضية أو قلوية

تحتوي هذه التفاعلات على شوارد أكثر تعقيداً، مثل SO_4^{2-} و MnO_4^- ، ولموازنة هذا النوع من المعادلات نحتاج إلى موازنة ذرات الأكسجين أو الهيدروجين في طرفي كل معادلة بإضافة H^+ إذا كان الوسط حمضياً أو OH^- إذا كان الوسط قلوياً، ولهذا نميز - هنا - نوعين من تفاعلات الأكسدة والإرجاع، أحدهما في وسط حمضي، والآخر في وسط قلوي، ولموازنة هذه التفاعلات نفصل التفاعل الكلي إلى تفاعلين نصفيين أكسدة - إرجاع، ثم نوازن كل تفاعل نصفى على حدة باتباع ما يلي:

أ. في وسط حمضي:

1. نوازن كافة الذرات عدا الهيدروجين والأكسجين (موازنة ذرات المعدن التي

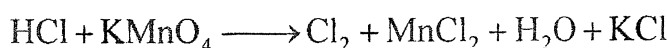
وقع عليها التأثير).

2. نضيف عددا من جزيئات الماء إلى الطرف الذي ينقصه الأكسجين مساويا لعدد ذرات الأكسجين الناقصة.

3. نضيف عددا من H^+ إلى الطرف الذي تنقصه ذرات الهيدروجين مساويا للعدد المنقوص نفسه.

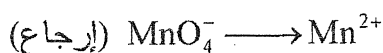
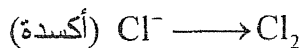
4. نضاف الإلكترونات إلى الطرف ذي الشحنات الكهربائية الأكبر. بالقيمة الموجبة ليتساوى مع الطرف الآخر.

مثال: وازن التفاعل الآتي في وسط حمضي:

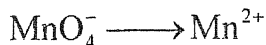
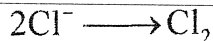


لموازنة هذا التفاعل نتبع الخطوات الآتية:

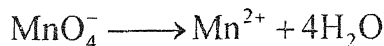
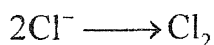
1. نقسم التفاعل إلى نصفي تفاعل: الأول للعنصر الذي تأكسد، والثاني للعنصر الذي أُرْجِع:



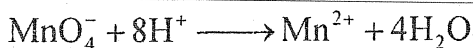
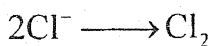
2. نوازن عدد الذرات غير H و O:



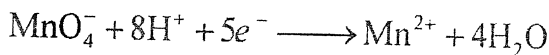
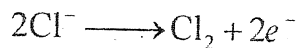
3. نوازن عدد ذرات الأكسجين بإضافة جزيئات ماء (H_2O) للجهة التي لديها نقص في الأكسجين مساوية للنقص نفسه:



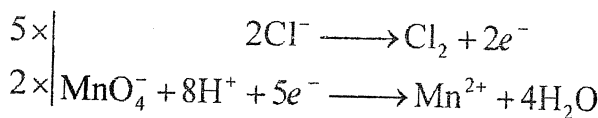
4. نوازن الهيدروجين بإضافة شوارد H^+ للجهة الأقل هيدروجينياً، وبعدد مساو لفرق الهيدروجين بين الطرفين:



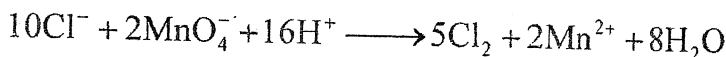
5. بعد الانتهاء من موازنة جميع العناصر نوازن الآن الشحنة بإضافة إلكترونات للجهة ذات الشحنة الأعلى:



6. نساوي عدد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة في المعادلتين النصفيتين، وذلك بضرب المعادلات بالأعداد المناسبة:

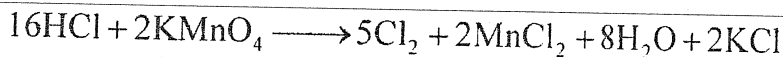


7. نجمع المعادلتين النصفيتين ونحذف الإلكترونات من الطرفين:



8. نحذف المادة المشتركة بين الطرفين عند تساوي عدد الجزيئات؛ لا يوجد هنا مشترك.

9. نعيد المعادلة الشاردية إلى شكلها الجزيئي النهائي مع الانتباه إلى خروج جميع العناصر الداخلة في التفاعل، مثل K:



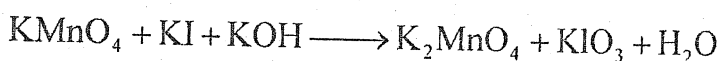
ب. في الوسط القلوي:

1. نوازن في التفاعل النصفى عدا ذرات الهيدروجين والأكسجين.

2. نوازن ذرات الأكسجين والهيدروجين باتباع ما يلي: نضيف إلى الطرف الغني بالأكسجين عدداً من جزيئات الماء مساوياً لعدد ذرات الأكسجين اللازمة، وللطرف الآخر نضيف ضعف عدد جزيئات الماء بشكل OH^- .

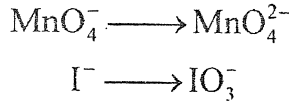
3. نضيف الإلكترونات إلى الطرف الذي يعاني نقصاً في الشحنات الكهربائية.

مثال: وزن التفاعل التالي في وسط قلوي:



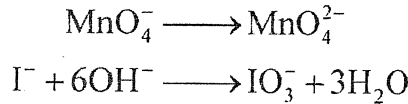
الحل: لإتمام عملية الموازنة نتبع الخطوات الآتية:

1. نكتب المعادلات النصفية:

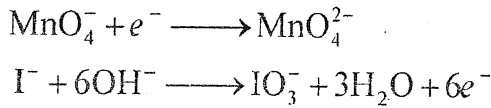


2. نوازن عدد الذرات في الطرفين عدا ذرات الأكسجين والهيدروجين. في هذه الحالة الذرات موزونة.

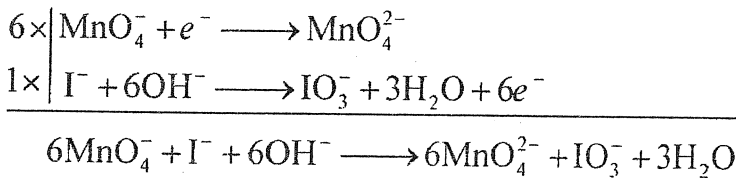
3. نوازن ذرات الأكسجين والهيدروجين باتباع ما يلي: نضيف إلى الطرف الغني بالأكسجين عدد من جزيئات الماء مساوياً لعدد ذرات الأكسجين الزائدة، ونضيف للطرف الآخر ضعف عدد جزيئات الماء بشكل OH^- :



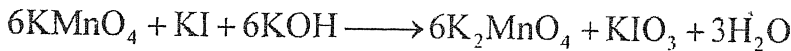
4. نوازن الآن الشحنة بإضافة عدد من الإلكترونات إلى الطرف المناسب:



5. نجمع المعادلتين مع جعل عدد الإلكترونات متساوياً في نصفي المعادلتين، وذلك بضرب المعادلتين بالعددين المناسبين:



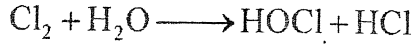
6. نحول المعادلة إلى شكلها الجزيئي:



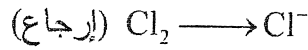
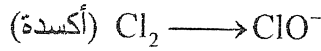
ملاحظة: إذا كان أحد نواتج التفاعل راسباً فيؤخذ بصيغته الكاملة في المعادلة النصفية، ولا يكتب بشكل شاردي.

5-4-3 تفاعلات الأكسدة والإرجاع الذاتية

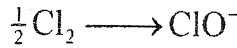
تتم في عملية الأكسدة والإرجاع في هذا النوع من التفاعلات الحالة على العنصر نفسه، مثل التفاعل الآتي:



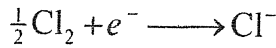
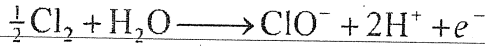
نلاحظ أن الكلور قد تأكسد من درجة الأكسدة (0) إلى الدرجة (+1) في المركب HOCl، كما أنه قد أرجع من الدرجة (0) إلى الدرجة (-1) في المركب HCl، وبذلك يمكن أن نكتب:



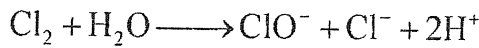
ونوازن بالطريقة السابقة نفسها بالشكل:



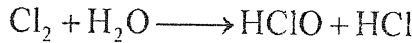
ثم نوازن بالنسبة للأكسجين كما في حالة الوسط الحمضي، ثم بالنسبة للشحنة:



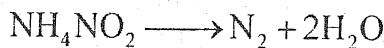
بالجمع نحصل على المعادلة الشاردية:



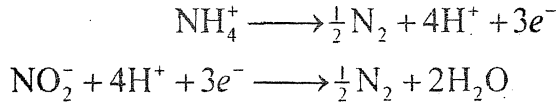
وبإعادة كتابة المعادلة بشكلها الجزيئي نحصل على المعادلة الإجمالية:



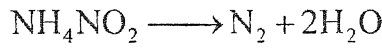
كذلك يمكن أن تحصل تفاعلات الأكسدة والإرجاع على عنصر موجود ضمن مركب بدرجة أكسدة مختلفة، فتحصل أكسدة وإرجاع ذاتية للمركب تعطي درجة أكسدة واحدة لهذا العنصر، مثل التفاعل الآتي:



نكتب المعادلتين النصفيتين، بعد الموازنة مباشرة لجميع العناصر كما في المثال السابق:



بالجمع والاختصار نحصل على المعادلة النهائية:

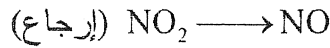
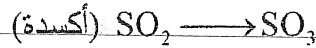


5 - 4 - 4 تفاعلات الأكسدة والإرجاع في أوساط غير المحاليل (صلبة أو غازية)

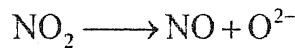
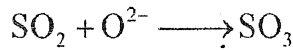
في هذه الحالة تتم عملية فسم الروابط، وتشكيل روابط جديدة بألية التفكك، خاصة في المركبات الأكسجينية، مثل التفاعل الآتي:



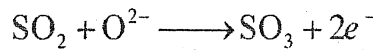
نكتب التفاعلين النصفيين:



نطبق مبدأ انحفاظ الكتلة، إذ نضيف عدد الذرات الناقص، أما بالنسبة لذرات الأكسجين الناقصة فنضيفها على شكل شوارد O^{2-} ، وليس على شكل جزيئات ماء؛ لأن الوسط غازي:



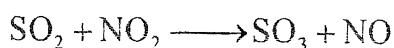
ثم نطبق مبدأ انحفاظ الشحنة:



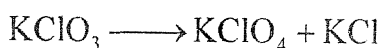
نجمع معادلتنا الأكسدة والإرجاع بعد المساواة بين عدد الإلكترونات في كلا المعادلتين وحذفها:



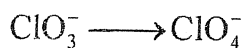
نختصر شوارد O^{2-} من الطرفين، فنحصل على المعادلة النهائية:



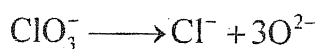
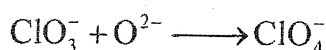
مثال آخر: وازن التفاعل الآتي:



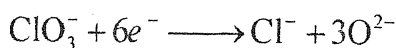
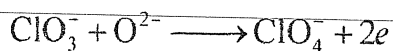
نعيد الخطوات السابقة ذكرها بالشكل:



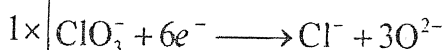
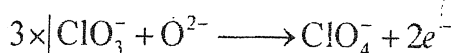
نوازن الكتلة من خلال موازنة عدد الذرات:



نوازن الشحنة بإضافة عدد من الإلكترونات:



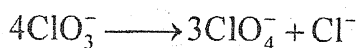
نضرب المعادلة الأولى بـ 3، والثانية بـ 1، كي نساوي عدد الإلكترونات في المعادلتين من أجل تحقيق موازنة الشحنة:



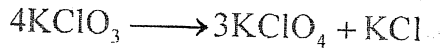
نجمع المعادلتين النصفيتين، ثم نحذف المشترك



أو



وهي المعادلة الشاردية. أما المعادلة النهائية، فنحصل عليها بإعادة المعادلة الشاردية إلى شكلها الجزيئي على النحو الآتي:



5 - 15 المؤكسدات والمرجعات

إن تفاعلي الأكسدة والإرجاع متلازمان، ولهذا فإن تحديد العامل المؤكسد، والعامل المرجع هو أساس الموازنة لتفاعلات الأكسدة والإرجاع، وقد عرفنا مسبقاً الجسم المؤكسد والجسم المرجع.

المؤكسدات: هي المركبات التي تحتوي في بنيتها على عنصر برقم أكسدة عالي، ينخفض خلال التفاعل.

المرجعات: هي المركبات التي تحتوي في بنيتها على عنصر برقم أكسدة منخفض، يرتفع أثناء التفاعل.

ويمكن ذكر بعض الأمثلة على بعض المؤكسدات: KMnO_4 (MnO_4^-)، و H_2O_2 ، و $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)، أما المرجعات فأشهرها بعض المعادن عندما تكون في الحالة الحرة، إذ تتحول إلى شاردة موجبة، مثل الألمنيوم، والمغنيزيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم، وغير ذلك. كذلك فإن المعادن التي تأخذ درجات أكسدة متعددة، مثل الحديد، والكروم، والنحاس، تسلك دوراً مؤكسداً عندما تكون في درجة أكسدة مرتفعة، وسلوكاً مرجعاً عندما تكون في درجة أكسدة منخفضة، فالحديد الثلاثي Fe^{3+} على سبيل المثال يمثل عاملاً مؤكسداً، في حين يمثل الحديد الثنائي Fe^{2+} عاملاً مرجعاً.

إن اللامعادن ذات درجات الأكسدة المتعددة تكون عاملاً مؤكسداً - فقط - في أعلى درجة أكسدة، و عاملاً مرجعاً - فقط - في أخفض درجة أكسدة، أما درجات الأكسدة الوسطية فتكون مؤكسدة مع المركبات ذات القدرة المؤكسدة الأقل منها، ومرجعة مع المركبات ذات القدرة المرجعة الأقل منها، مثل الكبريت (انظر الجدول أدناه)، ويمكن لتسهيل موازنة تفاعلات الأكسدة والإرجاع أن نكتب بعض التفاعلات

النصفية لبعض المؤكسدات والمرجعات المشهورة:

مكتبة A 2 Z

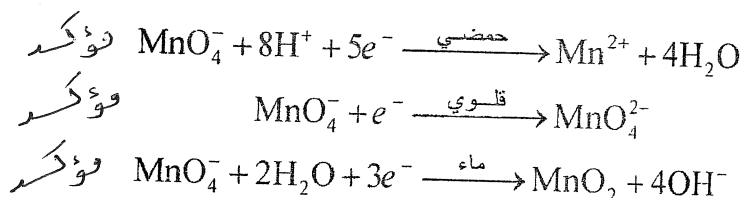
برطاسية، محاضرات كلية العلوم

ب. جلوس - جانب كلية السياحة

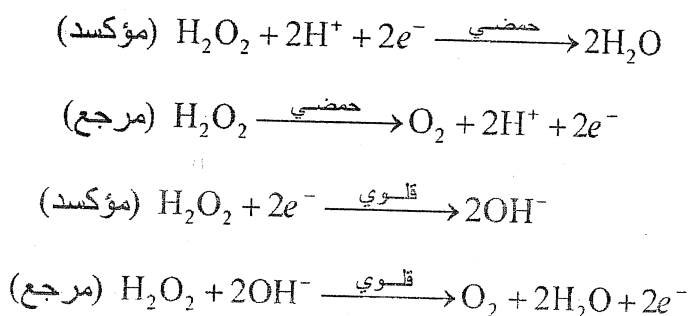
0031497960-0935078

المركب	H ₂ S	S	SO ₂	SO ₃
درجة الأكسدة	-2	0	+4	+6
الصفة	مرجع فقط	مؤكسد ومرجع	مؤكسد ومرجع	مؤكسد فقط

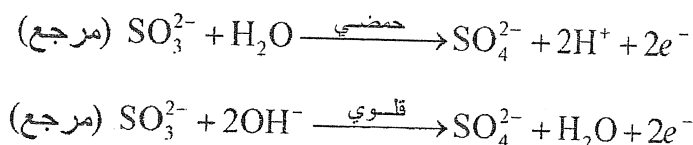
1. برمنغنات البوتاسيوم KMnO₄:



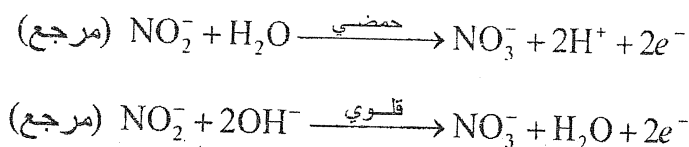
2. الماء الأوكسجيني H₂O₂:



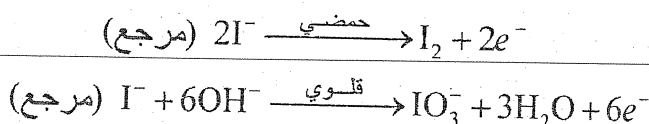
3. شاردة الكبريتيت SO₃²⁻:



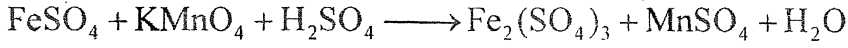
4. شاردة النتريت NO₂⁻:



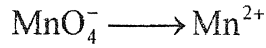
5. شاردة اليوديد I⁻:



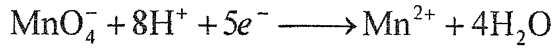
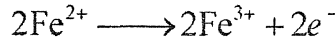
مثال (1): قم بموازنة تفاعل محلول كبريتات الحديدي مع محلول برمنغنات البوتاسيوم في وسط حمضي وفقاً للمعادلة الآتية:



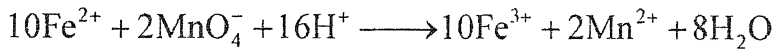
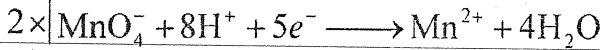
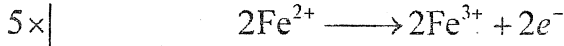
: لموازنة هذا التفاعل نتبع الخطوات التي ذكرناها سابقاً: نميز العناصر التي تأكسدت والعناصر التي أرجعت، نكتب التفاعلين النصفيين للأكسدة والإرجاع:



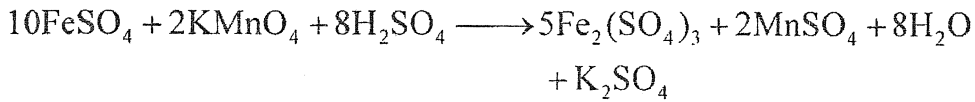
نوازن كل تفاعل نصفي على حدة من حيث انحفاظ المادة والشحنة:



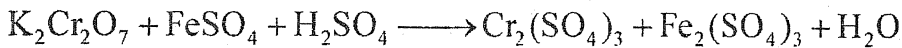
نجعل عدد الإلكترونات متساوياً في المعادلتين النصفيتين بضرب الأولى بـ 5، والثانية بـ 2، ثم نجمع المعادلتين:



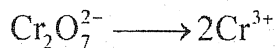
ونكتب المعادلة الجزيئية الإجمالية:



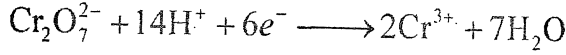
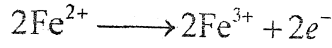
مثال (2): وزن تفاعل محلول كبريتات الحديدي مع محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم في وسط حمضي وفقاً للمعادلة الآتية:



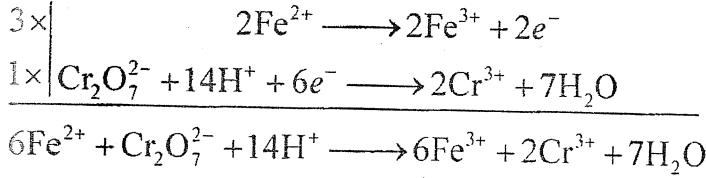
الحل: نتبع الخطوات السابقة:



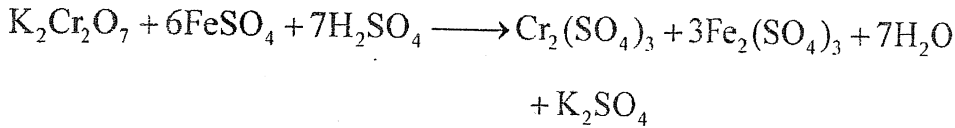
نوازن التفاعلين النصفين من حيث الكتلة والشحنة:



نضرب المعادلة الأولى بـ 3 ونجمع المعادلتين:

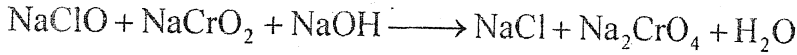


فتكون المعادلة الجزئية الإجمالية على النحو الآتي:

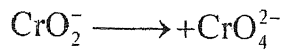
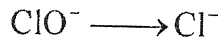


مثال (3): وازن تفاعل محلول كروميت الصوديوم مع تحت كلوريت الصوديوم

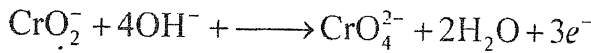
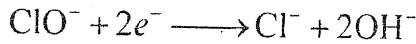
في وسط قلوي حسب المعادلة الآتية:



الحل: نكتب المعادلات النصفية أولاً كما في السابق:

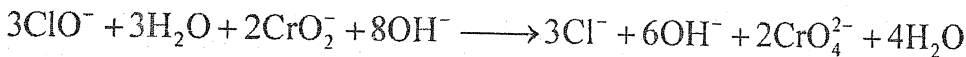


ثم نتبع الخطوات المتعلقة بموازنة التفاعل في وسط قلوي:



نضرب المعادلة الأولى بـ 3، والثانية بـ 2، وبالجمع، واختصار الحدود المشتركة

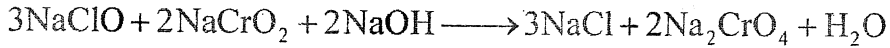
في الطرفين، نجد:



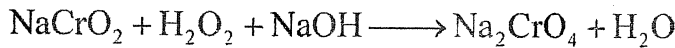
بالاختصار:



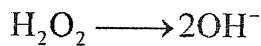
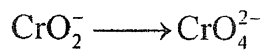
وتكون المعادلة الإجمالية الجزئية بالشكل:



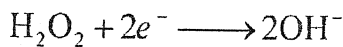
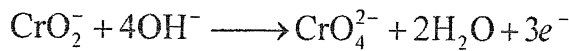
مثال (4): وازن تفاعل أكسدة الماء الأكسجيني بـ كرومات الصوديوم في وسط من NaOH تبعاً للمعادلة الآتية:



الحل: نكتب التفاعلين النصفيين للأكسدة والإرجاع:



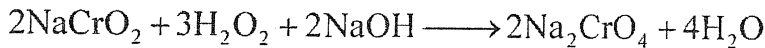
نوازن في وسط قلوي:



نضرب المعادلة الأولى بـ 2، والثانية بـ 3، ونجمع طرفاً إلى طرف:



والمعادلة الإجمالية تكتب بالشكل الآتي:



5 - 6 المكافئ الغرامية (الوزن المكافئ)

من أهم تطبيقات تفاعلات الأكسدة والإرجاع هي المعايرة التي تعد من أهم طرائق التحليل الحجمي في الكيمياء. تتم المعايرة بين مادتين متفاعلتين، إحداهما تمثل مادة مؤكسدة، والأخرى مرجعة، وتعتمد المعايرة على تغير الألوان، إذ إن المعايرة تنتهي أي تفاعل الأكسدة - الإرجاع عند اختفاء لون المادة التي تتم معايرتها أو عند

تغير لونها. ويمكن استخدام مشعرات أثناء إجراء معايرة الأكسدة والإرجاع. بعد ذلك نطبق القانون الآتي:

$$\text{no meq (المؤكسد)} = \text{no meq (المرجع)}$$

$$N \cdot V = N' \cdot V'$$

لحساب تركيز مادة مجهولة التركيز، إذ يمثل الطرف الأول من القانون حجم المادة المؤكسدة ونظاميتها، والطرف الثاني حجم المادة المرجعة ونظاميتها. وكما هو معلوم أن النظامية هي عدد المكافئات الغرامية في اللبتر. أما حساب المكافئ الغرامي للمادة المؤكسدة فيتعلق بمقدار انخفاض درجة الأكسدة الذي يطرأ على المادة نتيجة التفاعل. فمثلاً في حالة تفاعل برمنغنات البوتاسيوم مع كبريتات الحديدي في وسط حمضي؛ إذ تمثل البرمنغنات العامل المؤكسد، وكبريتات الحديد العامل المرجع (كما في الفقرة 5 - 5 في المثال 1)، ويرجع المنغنيز في البرمنغنات، ويتغير رقم أكسدته من +7 إلى +2، وبذلك يكون الوزن المكافئ للبرمنغنات مساوياً إلى الوزن الجزيئي لها مقسوماً على مقدار التغير في رقم الأكسدة، أي على 5، أما في حالة كبريتات الحديدي المرجعة؛ إذ يتأكسد الحديد الثنائي إلى الثلاثي، أي يكون مقدار التغير مساوياً الواحد، فيكون الوزن المكافئ لكبريتات الحديدي مساوياً إلى الوزن الجزيئي لها مقسوماً على مقدار التغير في رقم الأكسدة، أي 1.

ويمكن التعبير عن الوزن المكافئ لمؤكسد أو مرجع بالعلاقة الآتية:

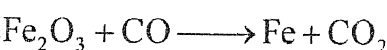
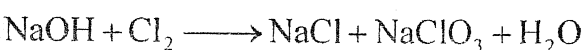
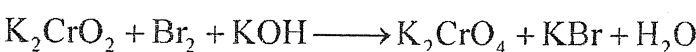
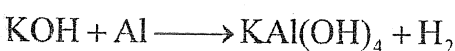
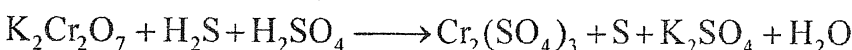
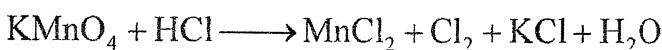
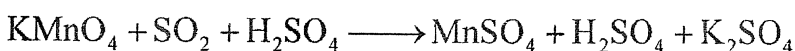
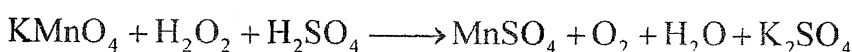
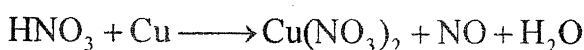
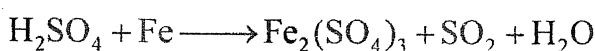
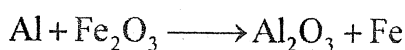
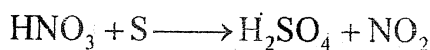
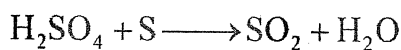
$$\text{الوزن المكافئ لمؤكسد} = \frac{\text{الوزن الجزيئي للمؤكسد}}{\text{عدد الإلكترونات التي يكتسبها مول واحد من المادة}}$$

$$\text{الوزن المكافئ لمرجع} = \frac{\text{الوزن الجزيئي للمرجع}}{\text{عدد الإلكترونات التي يفقدها مول واحد من المادة}}$$

مكتبة
A Z Z
قرطاسية، محاضرات كلية العلوم
طرطوس - جانب كلية السياحة
0931497960-0935078669

أسئلة وتمارين

1-5 وازن التفاعلات التالية بطريقة الأكسدة والإرجاع:



2-5 حدد المواد التي تبدي خواصاً مؤكسدة فقط، والمواد التي تبدي خواصاً مرجعة فقط، والتي تبدي خواصاً مؤكسدة ومرجعة في آن واحد:

KClO_2 ، KCl ، KClO ، Cl_2 ، $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ، Na_2SO_3 ، Na_2SO_4 ، S ، Na_2S ، KClO_4 .

3-5 احسب وزن H_2S اللازم لإرجاع محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم حجمه 50 cm^3 ، وتركيزه 0.1 N (الجواب 0.085 g).

4-5 عينة من الحديد الخام وزنها 0.5 g ، حلت في حمض الكبريت الممدد، ثم تمت معايرة المحلول الناتج بمحلول برمنغنات البوتاسيوم (0.1 N)، فلزم لذلك 48 mL ، والمطلوب:

- كتابة معادلة التفاعل مع موازنتها بطريقة الأكسدة والإرجاع.

- إيجاد النسبة المئوية للحديد النقي في الحديد الخام (الجواب %67.2).

5-5 أخذت عينة تحوي فلزا من فلزات الحديد كتلتها 0.3043 g ، حلت هذه العينة في حمض معدني، ثم مررت في أنبوب يحوي زنك (مرجع جونز) كي يحول كل الحديد في المحلول إلى Fe^{2+} ، وقد لزم لمعايرة هذا المحلول حجما قدره 40.32 mL من محلول البرمنغنات الذي عياره 0.1125 N ، ما نسبة الحديد النقي في الفلز؟ (الجواب %83.47).

6-5 احسب عدد (رقم) أكسدة الذرات المبينة أدناه:

- البروم في NaBrO_3 .
- الأزوت في N_2O_4 .
- القصدير في Na_2SnO_2 .
- الكربون في $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$.
- الهيدروجين في NaH .
- النحاس في CuCl_4^- .
- الكبريت في SO_3^{2-} .
- الألمنيوم في Al(OH)_6^{3-} .

مكتبة A Z Z
قرطاسية، محاضرات كلية العلوم
قرطوس، جانب كلية السياحة
0931497960-0935078669



مكتبة
A to Z