

تفاعلات الأكسدة والإرجاع

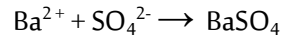
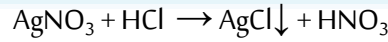
Oxidation and Reduction

1- مقدمة Introduction.

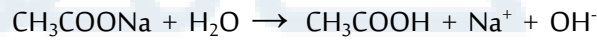
التفاعل الكيميائي عبارة عن فصل روابط وتشكيل روابط جديدة، بحيث يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية بشكل عام إلى مجموعتين:

1- تفاعلات التبادل الشاردي: وهي التفاعلات التي لا يرافقها تبادل في الإلكترونات بين أطراف التفاعل الكيميائي بشكل كلي أو جزئي، مثال ذلك تفاعلات الترسيب، والحلمهة الشاردية، وتفاعلات التعديل، وتشكل المعقدات، والمعادلات الآتية توضح ذلك:

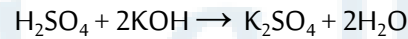
- تفاعلات الترسيب مثل:



- تفاعلات الحلمهة مثل:



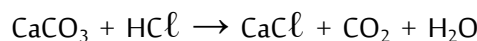
- تفاعلات التعديل:



- تفاعلات تشكل المعقدات:



7. تفاعلات انطلاق غاز:



2- تفاعلات الأكسدة والإرجاع:

إن تفاعل الأكسدة والإرجاع، هو تحول كيميائي، يتم فيه انتقال الإلكترونات بين العناصر بشكل كامل، أو جزئي، ويتوافق بتغير رقم الأكسدة لهذه العناصر.

تعرف الأكسدة بأنه التفاعل الذي ينتج عنه ضياع إلكترون، أو خسارته أو أكثر، ويتوافق بإرتفاع رقم الأكسدة.

أما الإرجاع فهو التفاعل الذي ينتج عنه اكتساب الإلكترونات، ويتوافق بانخفاض رقم الأكسدة.

لا يمكن أن يحدث في التحول الكيميائي تفاعل أكسدة دون حدوث تفاعل إرجاع، أي أن حدوث أحدهما مرتبط بحدوث الآخر؛ ولذلك سمي هذا النوع من التفاعلات تفاعلات الأكسدة والإرجاع.

2-1- المفهوم القديم للأكسدة والإرجاع:

يعتمد هذا المفهوم على فكرة الأكسدة بالأوكسجين. فتكون

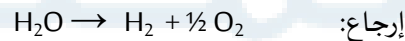
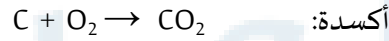
الأكسدة: عبارة عن التفاعل مع الأوكسجين، والإرجاع: عبارة عن فقدان الأوكسجين.

ولقد تم توسيع هذا المفهوم على الهيدروجين باعتباره العنصر المضاد للأوكسجين بحيث يصبح المفهوم على الشكل الآتي:

الأكسدة: عبارة عن إضافة الأوكسجين أو نزع الهيدروجين

الإرجاع: عبارة عن نزع الأوكسجين أو إضافة الهيدروجين.

مثال:



والمؤكسد هو المركب الذي يعطي الأوكسجين والمرجع هو المركب الذي يأخذ الأوكسجين من المركبات الأخرى:



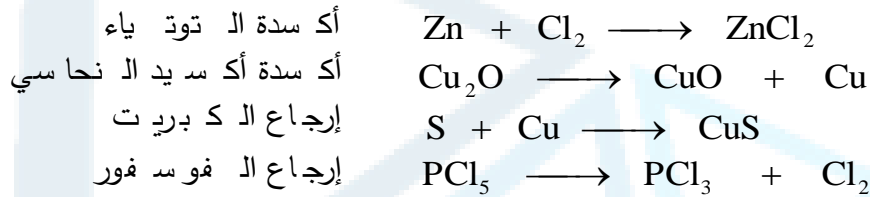
مؤكسد مرجع

- ثم عمم على بقية العناصر بحيث أصبح:

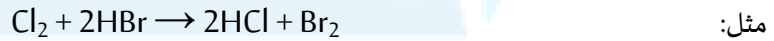
الأكسدة: عبارة عن إضافة عنصر ذي كهرسلبية عالية أو نزع عنصر ذي كهرسلبية منخفضة.

الإرجاع: عبارة عن نزع عنصر ذي كهرسلبية عالية، أو إضافة عنصر ذي كهرسلبية منخفضة

أمثلة:



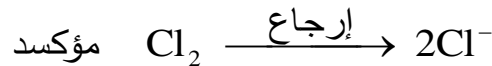
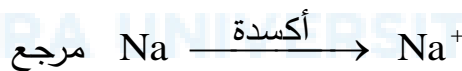
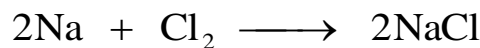
يمكن القول إن العناصر التي تملك كهرسلبية عالية تعتبر مؤكسدات مثل الهالوجينات، والعناصر التي تملك كهرسلبية منخفضة تعتبر مرجعات مثل العناصر القلوية، ويمكن الأخذ بعين الاعتبار القوة النسبية للكهرسلبية، فعنصر من الهالوجينات يمكن أن يكون مؤكسداً وآخر مرجعاً عندما يكون الأول أكثر كهرسلبية.



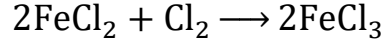
في هذه الحالة يجب تجنب إعطاء صفة المؤكسد، أو المرجع لعنصر؛ لأنه يمكن أن يؤدي الدورين معاً.

أما تعريف تفاعلات الأكسدة والإرجاع حسب المفهوم الحديث تم بعد معرفة بنية الذرة بشكل جيد وربط مفهوم الأكسدة والإرجاع بالحركات الإلكترونية بين الذرات. فعرفت الأكسدة بأنها فقدان الإلكترونات (ارتفاع في الشحنة)، أما الإرجاع فهو كسب الإلكترونات (انخفاض في الشحنة).

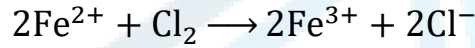
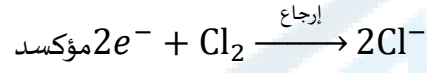
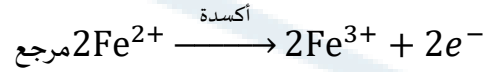
وعلى هذا الأساس فالجسم الذي يكتسب إلكترونات هو مؤكسد لأنه يؤكسد الجسم الذي يتفاعل معه (يأخذ منه إلكترونات). أما الجسم الذي يفقد إلكترونات فهو مرجع لأنه يرجع الجسم الذي يتفاعل معه (يعطيه إلكترونات)، فمثلاً:



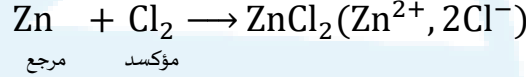
وكذلك التفاعل:



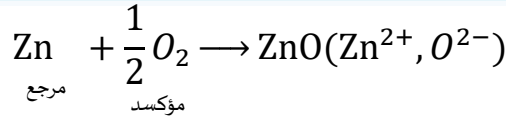
إن Cl_2 مؤكسد قادر على سحب إلكترونات من الشاردة Fe^{+2} ، أما الشاردة Fe^{+2} فهي قادرة على إعطاء إلكترون للكور فهي مرجعة:



يمثل التفاعل الأخير التفاعل الكلي بشكله الشاردي. وكذلك تفاعل غاز الكلور أو غاز الأوكسجين مع معدن التوتياء:



مرجع مؤكسد



مرجع مؤكسد

2-2-رقم الأكسدة أو حالات الأكسدة: Oxidation Number

إن رقم الأكسدة أو عدد الأكسدة لذرة أو جزيء هو الشحنة الظاهرية لكل منهما، يأخذ هذا العدد رقماً صحيحاً أو كسرياً، موجباً أو سالباً، أو يكون صفراً.

فعندما يكون رقم الأكسدة سالباً، فهذا يعني أن الذرة أو الشاردة تمتلك عدداً من الإلكترونات، يزيد على العدد الإلكتروني للذرة الحرة.

وعندما يكون موجباً فإن الذرة تحتوي عدداً إلكترونياً أقل مما لو كانت الذرة في الحالة الحرة المعتدلة، وهذا ينطبق بشكل واضح على الذرات في مركباتها الشاردية، أما في حالة المركبات المشتركة، حيث تتم المشاركة الإلكترونية بين الذرات، فإن رقم الأكسدة لهذه الذرات يحدد بالاعتماد على كهرسلبية العناصر. فعندما تتشارك ذرتان على زوج إلكتروني رابط، فإن الذرة الأكثر كهرسلبية تجذب الإلكترونات نحوها بشكل أكبر،

وهذا يعني أنّ الزوج الإلكتروني ينسب إلى الذرة الأكثر كهربية. ولحساب رقم أكسدة عنصر ما في مركب معين تتبع القواعد العامة الآتية:

1. عدد أكسدة أي عنصر في حالته العنصرية الحرة (ذرات أو جزيئات أو معقدة) يساوي الصفر، كما هو الحال في Cl_2, Fe, S_8, P_4, H_2 ...

2- في الشوارد البسيطة (ترجع إلى ذرة واحدة فقط) يكون رقم الأكسدة مساويا لشحنة الشاردة. فرقم أكسدة الشاردة Cl^- يساوي -1، ورقم أكسدة الشاردة S^{2-} يساوي -2، و Zn^{2+} يساوي +2، و Al^{3+} يساوي +3.

وإذا تذكرنا أن عناصر المعادن القلوية تشكل فقط شوارد أحادية الشحنة الموجبة، فإن رقم أكسدة كل منها في أي مركب من مركباتها يساوي +1 مثل Na^+ . وكذلك فإن شوارد المعادن القلوية الترابية هي شوارد ثنائية الشحنة الموجبة، لذلك فإن أرقام أكسدها في جميع مركباتها تساوي +2 مثل Mg^{2+} .

3- رقم أكسدة الهيدروجين يساوي +1 في جميع مركباته ما عدا في الهيدريدات المعدنية فيكون رقم أكسده -1، حيث يكون المعدن في هذه الهيدريدات أكثر كهربية من الهيدروجين فتبدو كل ذرة هيدروجين وقد شحنت بشحنة ظاهرية سالبة -1 بسبب الإلكترونات المقدمة لها من ذرات المعدن.

4- رقم أكسدة الأكسجين يساوي -2 في جميع مركباته ما عدا فوق الأكاسيد peroxides مثل H_2O_2 و Na_2O_2 حيث يكون رقم الأكسدة في هذه المركبات -1. أما في مركباته مع الفلور مثل OF_2 فيأخذ رقم الأكسدة +2 لأن الفلور أكثر كهربية من الأكسجين.

5- يكون مجموع أرقام الأكسدة لجميع الذرات مساويا للصفر في الجزيئات المعتدلة.

6- يكون مجموع أرقام الأكسدة لجميع الذرات مساويا لشحنة الشاردة في الشوارد المؤلفة من أكثر من ذرة واحدة. كما في SO_4^{2-} ، و NO_3^- ، و CO_3^{2-} ، إلخ، يكون عدد الأكسدة مساويا لشحنة الشاردة.

أمثلة على حساب الأكسدة:

$$X + 4 = 0 \Rightarrow X = -4$$

رقم أكسدة الكربون في CH_4 :

$$2X + 4 = 0 \Rightarrow X = +2$$

رقم أكسدة الكربون في C_2H_4 :

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

رقم أكسدة الكلور في $HClO_4$:

$$X + (-2 \times 4) = -2 \Rightarrow X = +6 \quad \text{رقم أكسدة الكبريت في } \text{SO}_4^{2-} :$$

$$X + (-2 \times 4) = -1 \Rightarrow X = +7 \quad \text{رقم أكسدة المنغنيز في } \text{MnO}_4^- :$$

مثال: احسب رقم أكسدة المنغنيز في برمنغنات البوتاسيوم KMnO_4 .

الحل:

$$\text{K}^+ + \text{Mn}^{?+} + 4\text{O}^{2-} \Rightarrow (+1) + \text{Mn}^{?+} + 4(-2) = 0 \Rightarrow$$

$$\text{Mn}^{?+} - 7 = 0 \Rightarrow \text{Mn}^{?+} = +7$$

مما سبق يمكن القول: إن رقم الأكسدة هو عدد الإلكترونات التي يضعها العنصر في الارتباط مع العناصر الأخرى فقط وإن تغير رقم الأكسدة للعناصر في التفاعلات الكيميائية يدل على حدوث تفاعل أكسدة وإرجاع، وإن:

- الارتفاع في رقم الأكسدة دليل على حدوث أكسدة.

- الانخفاض في رقم الأكسدة دليل على حدوث إرجاع.

3-2- الفرق بين عدد الأكسدة والتكافؤ Difference Between Oxidation Number and Valance

1- يدل التكافؤ الكيميائي على إمكانية ارتباط ذرة بغيرها وهو إما أن يقاس بعدد الروابط الفردية التي تستطيع الذرة تشكيلها، أو بعدد ذرات الهيدروجين التي يمكن أن تتحد مع هذه الذرة. ولا يسبق هذا العدد بأية إشارة، ولكن رقم الأكسدة يأخذ إشارة موجبة أو سالبة، فمثلاً في الماء يكون تكافؤ الأكسجين 2 ورقم أكسدته -2 في حين يكون تكافؤ الأكسجين 2 وعدد أكسدته -1 في الماء الأكسجيني $(\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H})\text{H}_2\text{O}_2$. وفي الشاردة H_3O^+ يكون رقم أكسدة الأكسجين -2 بينما تكافؤه 3.

2- لا يعطي عدد الأكسدة أية فكرة عن التوزيع الحقيقي للإلكترونات بين الذرات، وإنما يدل على الشحنة الظاهرية.

3- إن التكافؤ يأخذ دوماً أعداداً صحيحة، بينما رقم الأكسدة قد يأخذ أعداداً كسرية، وهو يحمل دائماً إشارة سالبة أو موجبة، أو أن يكون صفراً كما أشرنا سابقاً.

4-2- موازنة تفاعلات الأكسدة والإرجاع: Polancing Oxidation – Reduction Reaction

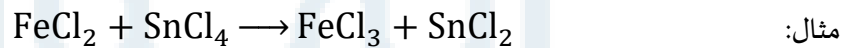
تعني الموازنة تطبيق قانون حفظ الكتلة وقانون حفظ الشحنة على طرفي المعادلة الممثلة للتفاعل المدروس، وذلك بعد كتابة صيغ المواد الداخلة والمواد الناتجة عنه بشكل صحيح. ولموازنة تفاعل أكسدة – إرجاع نتبع الخطوات التالية:

- (1) تحديد العناصر التي تأكسدت والعناصر التي أرجعت.
- (2) كتابة تفاعلين نصفيين منفصلين لكل من عمليتي الأكسدة والإرجاع.
- (3) موازنة عدد جميع الذرات في طرفي كل من التفاعلين النصفيين (موازنة الكتلة).
- (4) موازنة الشحنة في طرفي كل من التفاعلين النصفيين.
- (5) جمع التفاعلين النصفيين بعد ضربهما بعدد مناسب بحيث يتساوى عدد الإلكترونات فيهما فلا تظهر في التفاعل النهائي، ولدي ظهور مواد متماثلة في طرفي المعادلة النهائية تختزل مع بعضها.
- (6) تكتب معادلة التفاعل النهائية بشكلها الجزيئي وتكون حتماً موازنة وإلا كان هناك خطأ مرتكب في إحدى المراحل المتبعة أثناء الموازنة.

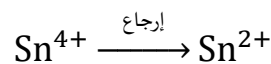
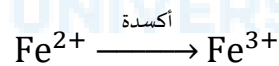
تقسم معادلات الأكسدة والإرجاع إلى أربعة أقسام وذلك تبعاً لطريقة موازنتها:

5-2- موازنة تفاعلات الأكسدة والإرجاع التي تتم على شوارد بسيطة (غير معقدة)

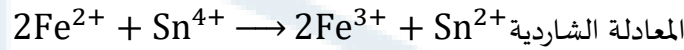
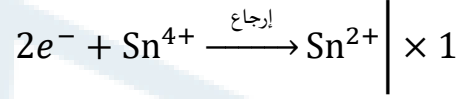
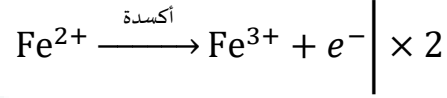
في هذه الحالة لا علاقة لطبيعة الوسط (حمضياً أو قلوياً) في موازنة هذا النوع من المعادلات، حيث تعدل المعادلة بتطبيق مبدأ حفظ الكتلة والشحنة على المعادلتين الممثلتين للتفاعلين النصفيين للأكسدة والإرجاع، ثم جمع هاتين المعادلتين للحصول على المعادلة النهائية الموزونة.



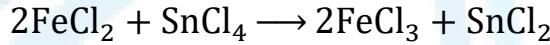
نكتب معادلتى التفاعلين النصفيين:



نوازن الشحنة لأن الذرات موزونة:



تكتب المعادلة الجزيئية بإضافة الشوارد التي لم تخضع لتغيرات في أرقام أكسدها:



أما في تفاعلات الأكسدة والإرجاع التي تتم على شوارد معقدة (MnO_4^- , SO_4^{2-} ,) فإن طريقة الموازنة تختلف باختلاف طبيعة الوسط (حمضيا أو قلويا).

6-2- قواعد موازنة تفاعلات الأكسدة والإرجاع في وسط حمضي.

حالة الشوارد المعقدة في الوسط الحمضي مثل: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, MnO_4^- , SO_4^{2-} تتبع الخطوات الآتية:

1. نحدد الجسم المؤكسد، والجسم المرجع، وعدد أكسدة كل منهما.

2. نكتب المعادلتين النصفيتين للشوارد أو الجزيئات بالشكل الموجودة فيه في وسط التفاعل، فمثلا نكتب صيغة شاردة البرمنغنات كما هي في تفاعلها النصفية بالشكل MnO_4^- وليس بالشكل Mn^{+7} وكذلك صيغة الماء الأكسجيني بالشكل H_2O_2 وليس بالشكل O^{2-} .

3-توازن جميع الذرات في طرفي كل تفاعل نصفي ما عدا الأوكسجين والهيدروجين.

4-لموازنة الأوكسجين: يضاف إلى الطرف الفقير بالأوكسجين عدد من جزيئات الماء يساوي عدد ذرات الأوكسجين الناقصة.

5- لموازنة الهيدروجين: يضاف إلى الطرف الفقير بالهيدروجين عدد من الشوارد H^+ يساوي إلى عدد ذرات الهيدروجين الناقصة.

6- لموازنة الشحنة: يطبق قانون حفظ الشحنة، حيث يضاف إلى الطرف الفقير بالشحنة السالبة عدد من الإلكترونات يعادل شحنة (بالقيمة الجبرية) الطرف الأخر، كي تتساوى شحنتا طرفي التفاعل.

7- للمساواة بين عدد الإلكترونات في معادلي الأكسدة والإرجاع يضرب التفاعلان النصفيان بالأعداد المتعاكسة للإلكترونات.

8- للحصول على المعادلة الشاردية الكلية الموزونة للأكسدة والإرجاع يجمع التفاعلان النصفيان جمعا جبريا.

9- تكتب المعادلة الشاردية بالشكل الجزيئي وذلك بإضافة الجذور والشوارد الناقصة (التي لم تخضع لتغيرات في أرقام أكسدها).

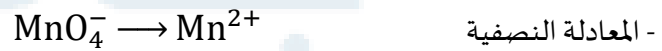
مثال 1- موازنة تفاعل برمنغنات البوتاسيوم مع كبريتات الحديدية بوسط حمضي:



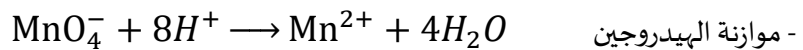
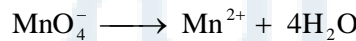
1- نكتب المعادلة النصفية للأكسدة ونوازنها حسب قواعد الموازنة:



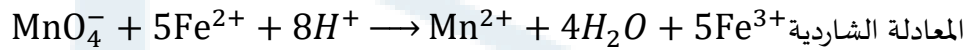
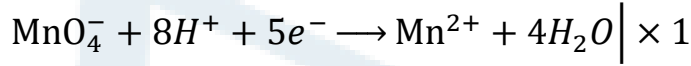
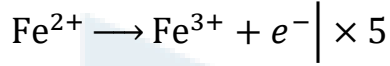
2- نكتب المعادلة النصفية للإرجاع ونوازنها أيضا حسب المراحل التالية:



- موازنة الأكسجين لأن ذرة المنغنيز موزونة



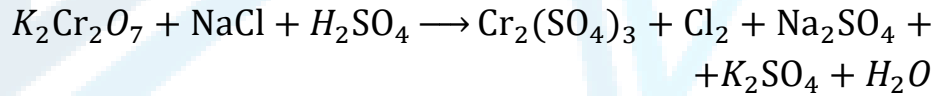
3-نجمع التفاعلين النصفيين بعد ضرب تفاعل الأكسدة بـ (5)، وذلك لتحقيق التساوي بين عدد الإلكترونات في التفاعلين النصفيين واختصارها من التفاعل الكلي.



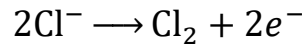
المعادلة الجزيئية:



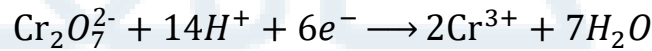
مثال- 2 موازنة تفاعل ثاني كرومات البوتاسيوم مع كلور الصوديوم في وسط حمضي:



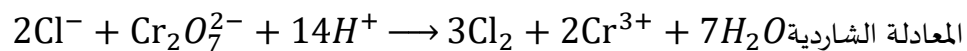
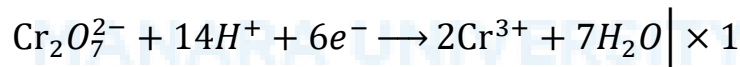
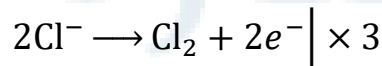
1-نكتب المعادلة النصفية للأكسدة ونوازنها حسب قواعد الموازنة المشروحة سابقا:

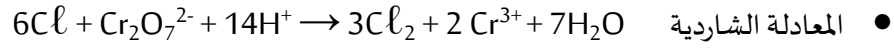


2-نكتب المعادلة النصفية للإرجاع ونوازنها:

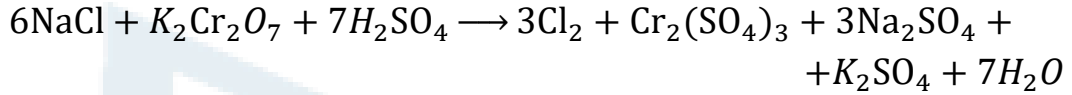


3-نجمع التفاعلين بعد ضرب المعادلة النصفية للأكسدة بـ (6) و المعادلة النصفية للإرجاع بـ (2) من أجل المساواة بين أعداد الإلكترونات في المعادلتين النصفيتين واختصارها (ضربنا الأولى بـ (3) والثانية بـ (1) لأن النسبة 3/1 هي نفس النسبة 6/2):





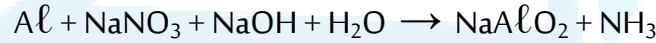
• المعادلة الجزيئية:



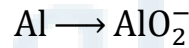
7-2- موازنة تفاعلات الأكسدة والإرجاع في وسط قلوي

تتم الموازنة في هذه الحالة بنفس الطريقة التي اتبعناها في الموازنة في وسط حمضي باختلاف موازنة الأكسجين والهيدروجين، بحيث نضيف إلى الطرف الغني بالأكسجين عددا من جزيئات الماء يساوي الفرق بين عدد الأوكسجين في طرفي المعادلة وإلى الطرف الآخر ضعف العدد من شوارد OH^- ونضيف إلى الطرف الفقير بالهيدروجين عددا من جزيئات الماء يساوي الفرق في عدد ذرات الهيدروجين بين طرفي المعادلة وإلى الطرف الآخر نفس العدد من شوارد OH^- .

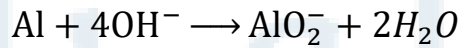
مثال (1): موازنة التفاعل بين معدن الألمنيوم ونترات الصوديوم في وسط قلوي:



1- نكتب التفاعل النصف للأكسدة ونوازنه حسب الخطوات التالية:



-نوازن الأكسجين باعتبار أن ذرات الألمنيوم موازنة لذلك نضيف إلى الطرف الغني بالأكسجين (اليمني) $2H_2O$ وإلى الطرف الآخر (اليساري) $4OH^-$:

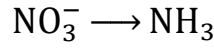


-الهيدروجين موازنة في هذه المعادلة النصفية.

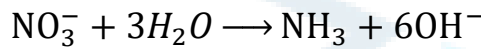
-نوازن الشحنة:



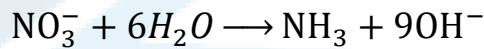
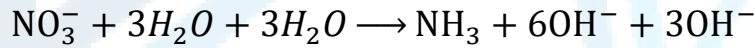
2- نكتب المعادلة النصفية لتفاعل الإرجاع:



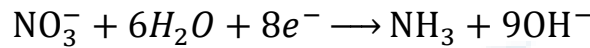
نوازن الأكسجين باعتبار أن ذرات الآزوت موزونة لذلك نضيف إلى الطرف الغني بالأكسجين (اليساري) $3\text{H}_2\text{O}$ (يمثل عدد من جزيئات الماء الفرق بين عدد ذرات الأكسجين بين طرفي المعادلة) ونضيف إلى الطرف المقابل (اليمني) ضعف العدد من شوارد OH^- ، أي 6OH^- :



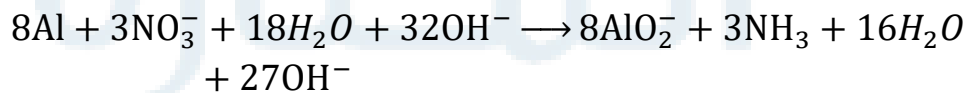
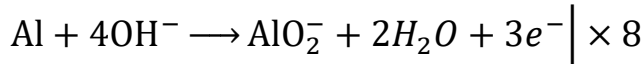
لموازنة الهيدروجين نضيف إلى الطرف الفقير بالهيدروجين (اليساري) $3\text{H}_2\text{O}$ (يساوي عدد جزيئات من الماء الفرق في عدد ذرات الهيدروجين بين طرفي المعادلة) وإلى الطرف الآخر (اليمني) نفس العدد من شوارد OH^- ، أي 3OH^- :



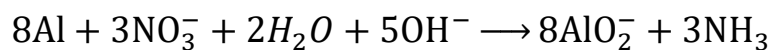
نوازن الشحنة:



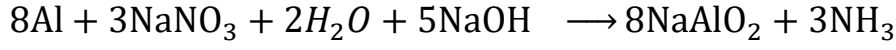
نجمع التفاعلين النصفيين للأكسدة والإرجاع بعد ضرب تفاعل الأكسدة (الأول) بـ (8) وتفاعل الإرجاع الثاني بـ (3):



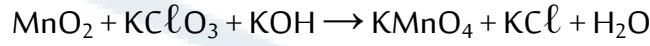
نختصر الحدود المشتركة من طرفي المعادلة فتصبح المعادلة الشاردية بالشكل:



المعادلة الجزيئية:



مثال-2 موازنة تفاعل ثنائي أكسيد المنغنيز MnO_2 مع كلورات البوتاسيوم KClO_3 في وسط قلوي:



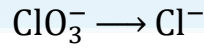
نكتب المعادلة النصفية لعملية الأكسدة:



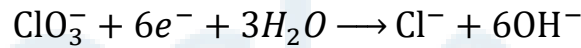
نوازن هذه المعادلة (موازنة كتلة وموازنة شحنة) باتباع القواعد المذكورة سابقا:



نكتب المعادلة النصفية للإرجاع:

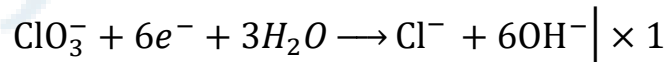
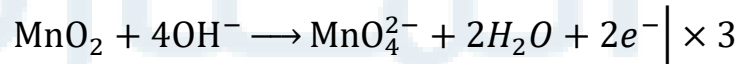


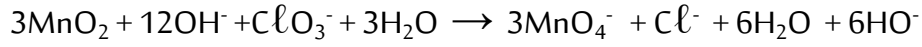
نوازن كتلة وشحنة حسب القواعد المتبعة سابقا:



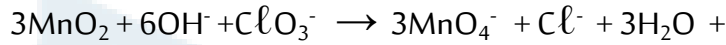
نضرب التفاعل النصفية الأول (الأكسدة) بـ (3) ونضرب التفاعل النصفية الثاني (الإرجاع) بـ (1) ونجمع

المعادلتين:

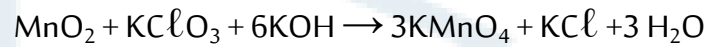




باختصار الحدود المشتركة في طرفي المعادلة نحصل على المعادلة الشاردية النهائية:



بإضافة الشوارد التي لم تدخل في المعادلة الشاردية للأكسدة والإرجاع نحصل على المعادلة الجزئية:

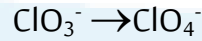


7-2- تفاعلات تتم فيها الأكسدة والإرجاع في أوساط غير المحاليل (صلبة-غازية).

في هذه الحالة تتم عملية فصم روابط ، وتشكل روابط جديدة بألية التفكك، وخاصة في المركبات الأوكسجينية.

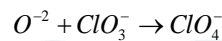


مثال :



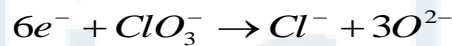
معادلة الأكسدة

نطبق مبدأ انحفاظ الكتلة: بإضافة شوارد O^{2-} إلى الطرف الفقير بالأوكسجين:

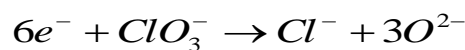
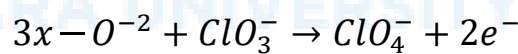


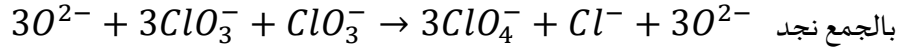
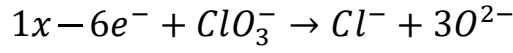
نطبق مبدأ حفظ الشحنة:

نطبق على معادلة الإرجاع مبدأ حفظ الكتلة والشحنة بالطريقة نفسها، فنحصل على:

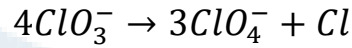


نضرب الآن كل تفاعل بعدد الإلكترونات المتبادلة في التفاعل الآخر، ثم نجتمع التفاعلين جمعاً جبرياً فيكون لدينا:

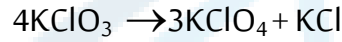




بالاختصار نحصل على المعادلة الشاردية لتفاعل الأكسدة والإرجاع كما يأتي:

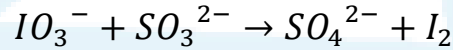


بإضافة الجزيئات والجذور والشوارد غير الداخلة في المعادلة الشاردية، نحصل على المعادلة الجزيئية لتفاعل الأكسدة والإرجاع المطلوبة:

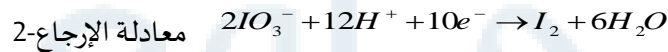
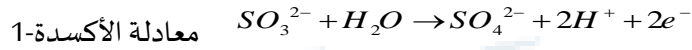


تمارين محلولة

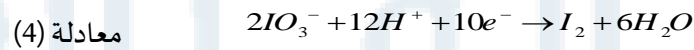
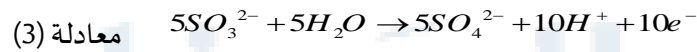
مثال-1 وزن التفاعل الآتي بوسط (حمضي) مستنتجاً المعادلة الشاردية (الإيونية).



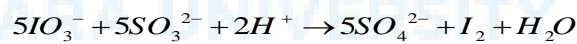
المعادلات النصفية



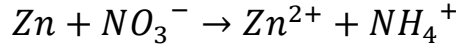
حتى تتساوى الإلكترونات بالمعادلتين نضرب المعادلة الأولى بـ (5) والثانية بـ (1) فنحصل على ما يأتي .



بجمع المعادلتين وبعد الاختصار نحصل على المعادلة الإيونية، وهي



مثال-2: وازن التفاعل الآتي بوسط (حمضي) مستنتجاً المعادلة الشاردية (الأيونية).



المعادلات النصفية $Zn + \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ معادلة الأكسدة (1)

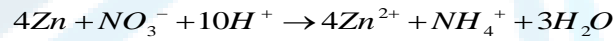
معادلة الإرجاع $NO_3^- + 10H^+ + 8e^- \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$ (2)

حتى تتساوى الإلكترونات بالمعادلتين نضرب المعادلة الأولى بـ (4) والثانية بـ (1) فنحصل على ما يأتي

معادلة (3) $4Zn + \rightarrow 4Zn^{2+} + 8e^-$

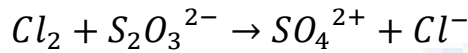
معادلة (4) $NO_3^- + 10H^+ + 8e^- \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$

بجمع المعادلتين وبعد الاختصار نحصل على المعادلة الأيونية وهي



مثال-3

وازن التفاعل الآتي بوسط أساسي (قلوي) مستنتجاً المعادلة الشاردية (الأيونية).



المعادلات النصفية:

1- معادلة الأكسدة $S_2O_3^{2-} + 10OH^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + 5H_2O + 8e^-$

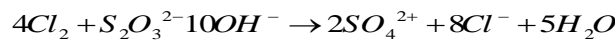
2- معادلة الإرجاع $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

حتى تتساوى الإلكترونات بالمعادلتين نضرب المعادلة الأولى بـ (1) والثانية بـ (4) فنحصل على ما يلي

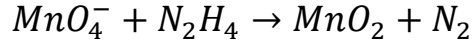
3- معادلة الأكسدة $S_2O_3^{2-} + 10OH^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + 5H_2O + 8e^-$

4- معادلة الإرجاع $4Cl_2 + 8e^- \rightarrow 8Cl^-$

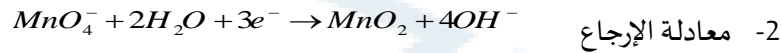
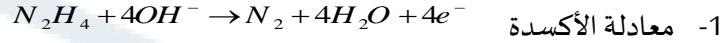
بجمع المعادلتين وبعد الاختصار نحصل على المعادلة الأيونية، وهي:



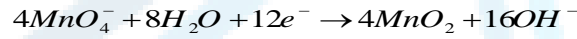
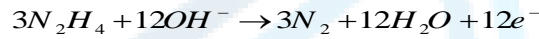
مثال (4) وازن التفاعل الآتي بوسط أساسي (قلوي) مستنتجاً المعادلة الشاردية (الأيونية).



المعادلات النصفية:



حتى تتساوى الإلكترونات بالمعادلتين نضرب المعادلة الأولى بـ (3)، والثانية بـ (4)، فنحصل على ما يأتي

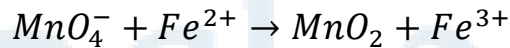


بجمع المعادلتين وبعد الاختصار نحصل على المعادلة الأيونية، وهي

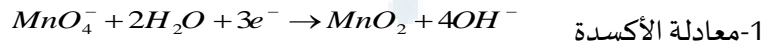


مثال-5

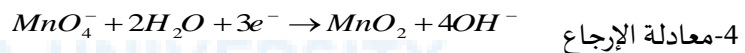
وازن التفاعل الآتي بوسط أساسي (قلوي) مستنتجاً المعادلة الشاردية (الأيونية).



المعادلات النصفية:



حتى تتساوى الإلكترونات بالمعادلتين نضرب المعادلة الأولى بـ (3)، والثانية بـ (1)، فنحصل على ما يأتي



بجمع المعادلتين وبعد الاختصار نحصل على المعادلة الشاردية:

