

تفاعلات التأكسد والاختزال

Oxidation – Reduction (Redox) Reactions

إعداد/ د. خالد عبد الفتاح أبوالمعاطي

مدرس بقسم الكيمياء

كلية الزراعة

جامعة دمياط

الأكسدة : تعني الزيادة في رقم تأكسد العنصر وهذه العملية ليست بالضرورة مرتبطة

بتفاعل العنصر مع الأكسجين

كما تعني الأكسدة فقد إلكترون أو أكثر.

الإختزال : هي النقص في رقم تأكسد العنصر وكذلك فهي ليست مرتبطة بتفاعل

العنصر مع الأيدروجين

كما يعني اكتساب إلكترون أو أكثر.

عند تفاعل كلوريد الحديدوز مع غاز الكلور ينتج كلوريد الحديد كالمعادلة :



ففي التفاعل السابق يتحول الحديدوز (Fe^{++}) إلى الحديد (Fe^{+++}) ويتغير رقم تأكسد ذرة

الحديد من + ٢ في الحديدوز إلى + ٣ في الحديد وهنا يمكن القول أن رقم التأكسد قد زاد بما

قيمه ١ أي انه حدث تأكسد وتحول الحديدوز إلى حديد دون أي تدخل من الأكسجين بينما

جزء الكلور فقد انخفض رقم تأكسده أي حدث اختزال.



وعملية التأكسد ترتبط بعملية الإختزال حيث أن حدوث عملية الإختزال لا بد أن يتبعها حدوث

عملية أكسدة .

حساب رقم التأكسد (هـ) في عمليات التأكسد والإختزال

قيمة هـ (في تفاعلات الأكسدة و الاختزال) =

= مقدار التغير في رقم التأكسد × عدد ذرات العنصر الداخل

في التفاعل



تحول شحنة اليود من -١ إلى صفر ، و عدد ذرات اليود في المادة المتفاعلة = ١

إذا: قيمة هـ = -١ × ١ = -١

مثال ٢: يحرق الكبريت في وجود الأوكسجين ليعطي غاز SO_2 ثم بأكسدته ينتج SO_3

الذي يذوب في الماء فيعطي حامض الكبريتيك - H_2SO_4 هل التفاعلات السابقة تعتبر

تأكسد واختزال أم لا ؟

الحل:

لمعرفة إذا كان التفاعل عبارة عن تفاعل أكسدة و اختزال أم لا ..

إذا دخل العنصر التفاعل برقم تأكسد معين و كان له في المواد الناتجة رقم تأكسد مختلف ..

فإن هذا التفاعل هو عبارة عن تفاعل أكسدة و اختزال

1-



رقم تأكسد الكبريت = صفر

رقم تأكسد الكبريت في SO_2

$$\text{SO}_2 = \text{صفر}$$

$$\text{S} + 2\text{O} = \text{صفر}$$

$$\text{S} + 2(-2) = \text{صفر}$$

$$\text{S} - 4 = \text{صفر}$$

$$+ 4 = \text{S}$$

أي أن رقم تأكسد الكبريت في ثاني أكسيد الكبريت = + 4

التغيير من صفر إلى + 4 بالزيادة : التفاعل أكسدة و اختزال والكبريت يمثل العامل

المختزل

2-



رقم تأكسد الكبريت في ثاني أكسيد الكبريت = + ٤ كما سبق

رقم تأكسد الكبريت في ثالث أكسيد الكبريت SO_3 :

$$\text{S} + 3\text{O} = \text{صفر}$$

$$\text{S} + 3(-2) = \text{صفر}$$

$$\text{S} = + 6$$

يتغير رقم تأكسد الكبريت + ٤ في ثاني أكسيد الكبريت إلى + ٦ في ثالث أكسيد الكبريت أي بالزيادة (٢) وهذا يعبر عن **حدوث عملية أكسدة** و اختزال وبالتالي يكون الكبريت هو العامل المختزل

3-



رقم تأكسد الكبريت في الـ SO_3 مما سبق = +6

بينما رقم تأكسد الكبريت في حامض الكبريتيك H_2SO_4 يتم حسابه كآتي:

$$2\text{H} + \text{S} + 4\text{O} = \text{صفر}$$

$$2(+1) + \text{S} + 4(-2) = \text{صفر}$$

$$+2 + \text{S} - 8 = \text{صفر}$$

$$\text{S} = +6$$

في التفاعل الأخير رقم تأكسد ذرة الكبريت في المواد المتفاعلة (+6). رقم تأكسد الكبريت

في حامض الكبريتيك الناتج من التفاعل يساوي (+6) أيضا. أي أن قيمة التغير في رقم

تأكسد الكبريت = صفر وهذا معناه أنه **ليس تفاعل أكسدة واختزال**. ولكنه عبارة عن ذوبان

كيميائي.



رقم تأكسد الكبريت في صورة العنصر = صفر

رقم تأكسد الكبريت في H_2S

$$2\text{H} + \text{S} = \text{صفر}$$

$$2(1) + \text{S} = \text{صفر}$$

$$\text{S} = -2$$

بتغير رقم تأكسد الكبريت من صفر إلى (-2) في كبريتيد الهيدروجين. وهذا يعني أن التفاعل هو **تفاعل أكسدة واختزال** وبالتالي يكون الكبريت هنا عامل مؤكسد.

يستنتج مما سبق أن العامل المؤكسد لا يظل عامل مؤكسد في جميع تفاعلاته بل في بعض التفاعلات يعمل كعامل مؤكسد وفي البعض الآخر كعامل مختزل.

علل : تختلف قيمة هـ لـ KMnO4 في تفاعل الأكسدة و الاختزال حسب نوع

الوسط.

يتوقف ناتج تفاعل اختزال برمنجنات البوتاسيوم على وسط التفاعل .

(أ) ففي الوسط الحامضي تتفاعل البرمنجنات (كعامل مؤكسد) وينتج من

تفاعلها أيون المنجنيز :



$$\text{Mn} + 4\text{O} = -1$$

$$\text{Mn} = +2$$

$$\text{Mn} + 4(-2) = -1$$

$$\text{Mn} = +7$$

وتكون قيمة هـ للبرمنجنات = $1 \times 5 = 5$

(ب) ففي الوسط المتعادل أو الحامضي الضعيف أو القلوي الضعيف تتفاعل البرمنجنات (كعامل مؤكسد أيضا) وينتج من تفاعلها ثاني أكسيد المنجنيز :



$$\text{Mn} + 4\text{O} = -1$$

$$\text{Mn} + 2(-2) = \text{zero}$$

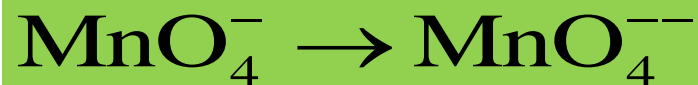
$$\text{Mn} + 4(-2) = -1$$

$$\text{Mn} = +7$$

$$\text{Mn} = +4$$

وتكون قيمة هـ للبرمنجنات = $1 \times 3 = 3$

(ج) في الوسط القلوي الشديد يتفاعل أيون البرمنجنات وينتج أيون المنجنات MnO_4^-



$$\text{Mn} = +7$$

$$\text{Mn} = +6$$

وتكون قيمة ه للبرمنجنات = $1 \times 1 = 1$

و بالتالي تختلف قيمة ه للبرمنجنات البوتاسيوم حسب نوع الوسط

مثال (٤) :

احسب الوزن المكافئ لكبريتات الحديدوز $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ في التفاعل التالي :



$$\text{Fe} = +2$$

$$\text{Fe} = +3$$

وتكون قيمة هـ = $1 \times 1 = 1$

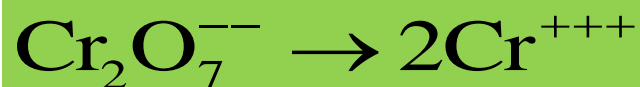
$$\frac{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}{1} = \text{الوزن المكافئ لكبريتات الحديدوز}$$

$$277.85 = 277.85/1 =$$

$$\text{Fe} = 55.85, \text{S} = 32, \text{O} = 16, \text{H} = 1$$

مثال (5) :

احسب الوزن المكافئ لبيكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ في التفاعل التالي :



$$2Cr + 7O = -2 \quad Cr = +3$$

$$2Cr - 14 = -2$$

$$2Cr = 12$$

$$Cr = +6$$

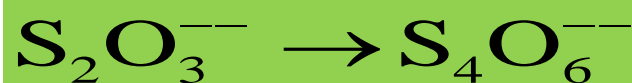
وتكون قيمة هـ = $2 \times 3 = 6$

$$\frac{K_2Cr_2O_7}{6} = \text{الوزن المكافئ لبيكرومات البوتاسيوم}$$

$$49 = 294/6 =$$

$$K= 39, Cr=52, O=16$$

مثال (6) : احسب الوزن المكافئ لثيوكبريتات الصوديوم $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ في التفاعل



الآتي :

$$2\text{S} + 3(\text{O}) = -2 \quad 4\text{S} + 6(\text{O}) = -2$$

$$2\text{S} - 6 = -2 \quad 4\text{S} - 12 = -2$$

$$2\text{S} = 4$$

$$4\text{S} = 10$$

$$\therefore \text{S} = 2$$

$$\text{S} = 2.5$$

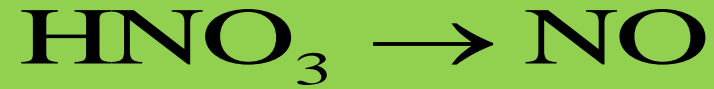
وتكون قيمة هـ = $2 \times 0.5 = 1$

الوزن المكافئ لثيوكبريتات الصوديوم = $(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3/1)$

$$158 = 158/1 =$$

Na= 23, S=32, O=16

مثال (7) : احسب الوزن المكافئ لحمض النيتريك في التفاعل الآتي :



$$(+1) + \text{N} - 6 = \text{zero} \quad \text{N} + (-2) = \text{zero}$$

$$\text{N} = +5$$

$$\text{N} = +2$$

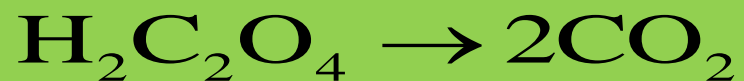
وتكون قيمة هـ = $1 \times 3 = 3$

الوزن المكافئ لحمض النيتريك = $(\text{HNO}_3 / 3)$

$$21 = 63/3 =$$

$$\text{N} = 14, \text{H} = 1, \text{O} = 16$$

مثال (8) : احسب الوزن المكافئ لحمض الأوكساليك في التفاعل الآتي :



$$+2 + C_2 - 8 = \text{zero}$$

$$2(C - 4) = \text{zero}$$

$$2C = 6$$

$$\therefore C = 3$$

$$C = +4$$

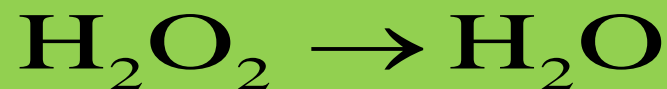
وتكون قيمة هـ = $2 \times 1 = 2$

الوزن المكافئ لحمض الأوكساليك = $(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 / 2)$

$$45 = 90/2 =$$

$$\text{H} = 1, \text{C} = 12, \text{O} = 16$$

مثال (9) : احسب الوزن المكافئ لـ فوق أكسيد الأيدروجين في التفاعل الآتي :



$$+2 + \text{O}_2 = \text{zero} \quad +2 + \text{O} = \text{zero}$$

$$\therefore \text{O}_2 = -2$$

$$\text{O} = -1$$

$$\text{O} = -2$$

وتكون قيمة هـ = $2 \times 1 = 2$

الوزن المكافئ لـ فوق أكسيد الأيدروجين = $(\text{H}_2\text{O}_2 / 2)$

$$17 = 34/2 =$$

$$\text{H} = 1, \text{O} = 16$$

من الأمثلة السابقة يلاحظ الآتي :

(١) الوزن المكافئ للمركب قد يختلف باختلاف وسط التفاعل كما في حالة برمنجنات البوتاسيوم.

(٢) الوزن المكافئ للمركب يختلف باختلاف نوع التفاعل كما في حالة حمض النيتريك ففي تفاعلات الحموضة والقلوية الوزن المكافئ = الوزن الجزيئي حيث ه = ١ بينما في تفاعلات الأكسدة - الاختزال يكون

الوزن المكافئ = الوزن الجزيئي / ٣ (ه = ٣)

(٣) بعض المركبات تعمل كعوامل مؤكسدة في بعض الحالات وكعوامل مختزلة في حالات أخرى مثال ذلك فوق أكسيد الأيدروجين حيث يتأكسد إلى أكسجين (عامل مختزل) أو يختزل إلى ماء (عامل مؤكسد).