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 الحديديك كالمعادلة :

$$2FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$

$$Fe^{++} \rightarrow Fe^{+++}$$

ففي التفاعل السابق يتحول الحديدوز (Fe^{++}) إلى الحديديك (Fe^{+++}) ويتغير رقم تأكسد ذرة الحديد من + ٢ في الحديدوز إلى +٣ في الحديديك وهنا يمكن القول أن رقم التأكسد قد زاد بما قيمته ١ أي انه حدث تأكسد وتحول الحديديوز إلى حديديك دون أي تدخل من الأكسجين بينما جزيء الكلور فقد انخفض رقم تأكسده أي حدث اختزال.

$$Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$$

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

مثال ١ : $KI \longrightarrow I_2$

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 الأكسجين 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- $S + O_2 \rightarrow SO_2$

رقم تأكسد الكبريت = صفر

رقم تأكسد الكبريت في SO_2

SO_2 = صفر

S+2O = صفر

S+2(-2) = صفر

S - 4 = صفر

S = + 4

أي أن رقم تأكسد الكبريت في ثاني أكسيد الكبريت = + ٤

التغيير من صفر إلى + ٤ بالزيادة : التفاعل أكسدة و اختزال والكبريت يمثل العامل المختزل

2- $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$

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

رقم تأكسد الكبريت في ثالث أكسيد الكبريت SO_3 :

S+3O = صفر

S + 3(-2) = صفر

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- $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

رقم تأكسد الكبريت في الـ SO_3 مما سبق = +٦

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

صفر = 2H +S +4O

صفر = 2(+1)+ S + 4(-2)

صفر= +2 + S -8

S= +6

في التفاعل الأخير رقم تأكسد ذرة الكبريت في المواد المتفاعلة (+٦) . رقم تأكسد الكبريت في حامض الكبريتيك الناتج من التفاعل يساوي (+٦) أيضا. أي أن قيمة التغير في رقم تأكسد الكبريت = صفر وهذا معناه أنه ليس تفاعل أكسدة واختزال. ولكنه عبارة عن ذوبان كيميائي.

4- $H_2 + S \rightarrow H_2S$

رقم تأكسد الكبريت في صورة العنصر = صفر

رقم تأكسد الكبريت في H_2S

صفر = 2H+S

صفر = 2(1) + S

S = -2

بتغير رقم تأكسد الكبريت من صفر إلى (-٢) 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 :

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{++} + 4H_2O$$

$$Mn + 4O = -1 \qquad Mn = +2$$

$$Mn + 4(-2) = -1$$

$$Mn = +7$$

وتكون قيمة هـ للبرمنجنات = 5 × 1 = 5

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

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$$

$$Mn + 4O = -1$$

Mn + 2 (-2) = zero

$$Mn + 4(-2) = -1$$

$$Mn = +7$$

$$Mn = +4$$

وتكون قيمة هـ للبرمنجنات = 3 × 1 = 3

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

$$MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{--}$$

$Mn = +7$ $Mn = +6$

وتكون قيمة هـ للبرمنجنات = 1 × 1 = 1

و بالتالي تختلف قيمة هـ لبرمنجنات البوتاسيوم حسب نوع الوسط

مثال (٤) :

احسب الوزن المكافئ لكبريتات الحديدوز $FeSO_4.7H_2O$ في التفاعل التالي :

$$Fe^{++} \rightarrow Fe^{+++}$$

$Fe = +2$ $\quad$ $Fe = +3$

وتكون قيمة هـ = 1 × 1 = 1

الوزن المكافئ لكبريتات الحديدوز = $\dfrac{FeSO_4.7H_2O}{1}$

277.85 = 277.85/1 =

Fe= 55.85, S=32, O=16, H=1

مثال (5) :

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

$$Cr_2O_7^{--} \rightarrow 2Cr^{+++}$$

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

$$2Cr - 14 = -2$$

$$2Cr = 12$$

$$Cr = +6$$

وتكون قيمة هـ = 2 × 3 = 6

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

49 = 294/6 =

K= 39, Cr=52, O=16

مثال (6) : احسب الوزن المكافئ لثيوكبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_3$ في التفاعل الآتي :

$$S_2O_3^{--} \rightarrow S_4O_6^{--}$$

$$2S+3(O)=-2 \qquad 4S+6(O)=-2$$

$$2S-6=-2 \qquad 4S-12=-2$$

2S= 4 $\qquad 4S=10$

$\therefore S=2 \qquad S=2.5$

وتكون قيمة هـ = 0.5 × 2 = 1

الوزن المكافئ لثيوكبريتات الصوديوم = ($Na_2S_2O_3$/1)

158 = 158/1 =

Na= 23, S=32, O=16

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

$$HNO_3 \rightarrow NO$$

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

$$N = +5 \qquad N = +2$$

وتكون قيمة هـ = 3 × 1 = 3

الوزن المكافئ لحامض النيتريك = (HNO_3 /3)

21 = 63/3 =

N= 14, H= 1, O= 16

مثال (8) : احسب الوزن المكافئ لحامض الأكساليك في التفاعل الآتي :

$$H_2C_2O_4 \rightarrow 2CO_2$$

$$+2 + C_2 - 8 = \text{zero} \qquad 2(C-4) = \text{zero}$$

$$2C = 6$$

$$\therefore C = 3 \qquad C = +4$$

وتكون قيمة هـ = 1 × 2 = 2

الوزن المكافئ لحامض الأكساليك = ($H_2C_2O_4$ /2)

45 =90/2 =

H= 1, C= 12, O=16

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

$$H_2O_2 \rightarrow H_2O$$

$+2 + O_2 = \text{zero}$ $\qquad$ $+2 + O = \text{zero}$

$\therefore O_2 = -2$

$O = -1$ $\qquad$ $O = -2$

وتكون قيمة هـ = 1 × 2 = 2

الوزن المكافئ لفوق أكسيد الأيدروجين = (H_2O_2 /2)

17 =34/2 =

H= 1, 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 هـ = ١ بينما في تفاعلات الأكسدة – الاختزال يكون

الوزن المكافئ = الوزن الجزيئي / ٣ (هـ = 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).