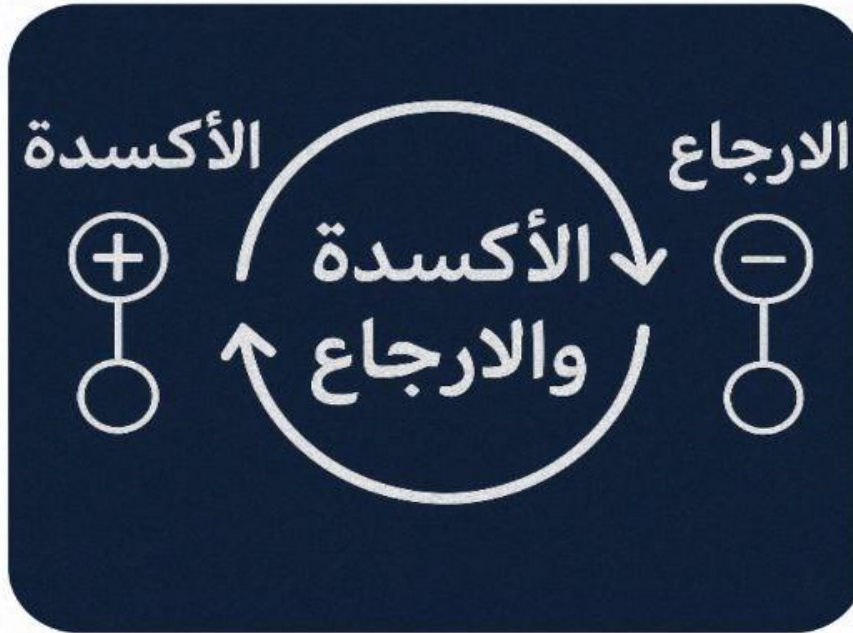




الأولمبياد العلمي السوري  
THE SYRIAN SCIENCE OLYMPIAD

## أساسيات الأكسدة و الإرجاع



خلوق الأخرس/ تيودور زيات/ عمر فليطاني/  
الاء سركل/ نتالي بشيش/ جورج حنا



# المقدمة

تُعَدُّ مفاهيم الأكسدة والإرجاع من الركائز الأساسية في الكيمياء الحديثة، إذ تدخل في تفسير عددٍ واسع من الظواهر والتفاعلات التي تحيط بنا في الحياة اليومية، كما تمثل حجر الأساس لفهم التفاعلات الكهروكيميائية والعمليات الصناعية والبيولوجية على حدٍّ سواء. ومن هذا المنطلق، جاءت الحاجة إلى إعداد هذا الكتاب "أساسيات الأكسدة والإرجاع" ليكون مرجعًا مبسطًا ومرتبًا، مخصصًا لطلبة الأولمبياد العلمي السوري – مرحلة المناطق، يساعدهم على بناء قاعدة معرفية متينة تمكّنهم من متابعة دراستهم المتقدمة بثقة.

لقد حرصنا في هذا الكتاب على عرض المفاهيم بطريقة منهجية تبدأ من المبادئ الأولية لتعريف الأكسدة والإرجاع، مرورًا بالقواعد العملية لحساب أعداد الأكسدة، وصولًا إلى التطبيقات المختلفة في الكيمياء غير العضوية والكهروكيمياء. كما رُوِّعيت بساطة الأسلوب ووضوح الأمثلة والتدرّج في الطرح بما يتناسب مع متطلبات مرحلة المناطق من الأولمبياد.

نأمل أن يشكّل هذا الجهد لبنة مفيدة في طريق تنمية مهارات التفكير العلمي والتحليل المنهجي لدى الطلاب، وأن يساهم في إعداد جيل متميز قادر على تمثيل سورية خير تمثيل في المحافل العلمية الدولية.

إهداء للمدرب العزيز

الكوتش سليمان قباقلي

.....

# الفهرس

I- الأيونات و المركبات الأيونية

II- مفهوم الأكسدة والارجاع وتعريفه

III- أعداد الأكسدة وحسابها

IV- أنواع معادلات الأكسدة والارجاع وموازنتها

V- حل التمارين

VI- معلومات عامة

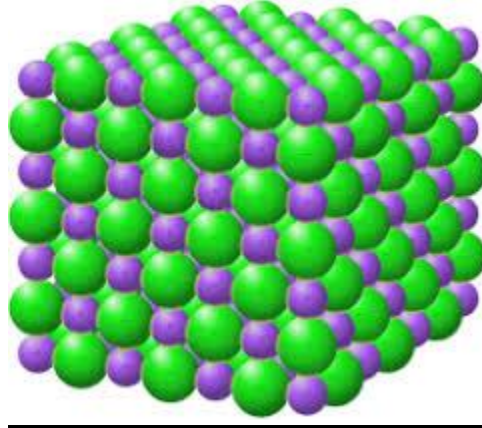
.....

## ١- المركبات الأيونية و الأيونات

المركب الأيوني: مادة تنتج عن ارتباط معدن مع لا معدن

المعدن يقوم بفقد الكترونات (فيتحول الى أيون  $+$ ) بينما اللامعدن يكتسب الالكترونات (فيتحول الى أيون  $-$ ) بعد ذلك تتجذب الأيونات الموجبة والسالبة بعضها الى بعض فيتكون المركب الأيوني

\*مثال: ملح الطعام او كلوريد الصوديوم ( $\text{NaCl}$ )



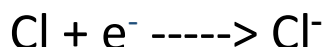
## II- مفهوم الأكسدة والارجاع وتعريفه

كما شاهدنا في القسم السابق يتشكل الأيون الموجب عند خسارة الكترون:



يسمى التفاعل السابق بتفاعل الأكسدة أي أنه التفاعل الذي تفقد فيه الذرة الكترونات وتتحول الى أيون موجب (يكون الالكترتون في النواتج)

والأيون السالب يتشكل عند اكتساب الكترون:



يسمى التفاعل السابق بتفاعل الارجاع أي أنه التفاعل الذي تكتسب فيه الذرة الكترونات وتتحول الى أيون سالب (يكون الالكترتون في المتفاعلات)

تفاعلا الأكسدة والارجاع متلازمان أي لا يحدث أحدهما دون الآخر

وهناك تعريف اخر لتفاعلا الأكسدة والارجاع كان يستخدم قديما لكن وجد العلماء انه غير شامل وهو

الأكسدة: هو التفاعل الذي يتم فيه اكتساب اكسجين أو هالوجين أو خسارة هيدروجين

الارجاع: هو التفاعل الذي يتم فيه خسارة اكسجين أو هالوجين أو اكتساب هيدروجين

### III- أعداد الأكسدة وحسابها

عدد الأكسدة: هو رقم يوضح الشحنة الكهربائية الافتراضية التي ستحملها الذرة لو اعتبرنا الروابط الأيونية والتساهمية في المركب عبارة عن نقل كامل للإلكترونات

كيفية حساب أعداد الأكسدة:

#### 1- العنصر الحر (غير المرتبط):

\* عدد الأكسدة = 0

أمثلة:  $\text{Na}(0)$   $\text{Cl}_2(0)$   $\text{O}_2(0)$   $\text{S}_8(0)$

#### 2- المجموع الكلي:

\* في الجزيء المتعادل = 0

\* في الأيون = شحنة الأيون

مثال:  $\text{SO}_4^{2-} = -2$

#### 3- العناصر في المجموعة A1 (المعادن القلوية):

\* دائما =  $1+$

مثال:  $\text{LiCl} \rightarrow \text{Li} = +1$

#### 4- العناصر في المجموعة A2 (المعادن القلوية الترابية):

\* دائما =  $2+$

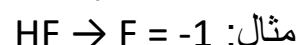
مثال:  $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca} = +2$

#### 5- الألمنيوم (Al):

\* دائما =  $3+$

### 6-الفلور(F):

\* دائماً = -1 (لأنه الأكثر كهربية)



### 7-الأكسجين(O):

\* غالباً = -2

\* استثناءات:

فوق الأكاسيد.  $\text{O} = -1 \rightarrow (\text{H}_2\text{O}_2, \text{Na}_2\text{O}_2)$  (مثل)

مع الفلور.  $\text{O} = +2 \rightarrow (\text{OF}_2)$

في  $\text{O}_2^{2-}$  (الأيون فوق الأكسيدي)  $\text{O} = -1 \rightarrow$

في  $\text{O}_2^-$  (الأيون فائق الأكسيد)  $\text{O} = -\frac{1}{2} \rightarrow$

### 8-الهيدروجين(H):

\* مع اللامعادن مثل  $\text{H} = +1 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

\* مع المعادن (هيدرات المعادن) مثل  $\text{H} = -1 \rightarrow \text{NaH}$

### 9-الهالوجينات (I,Br,Cl):

\* غالباً = -1

\* استثناءات:

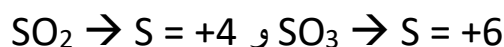
لما ترتبط مع الأكسجين أو مع فلور



### 10-الكبريت(S):

\* غالباً = -2

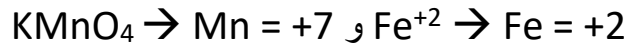
\* ممكن يظهر أعداد أخرى (+6,+4) في مركبات الأوكسي مثل:





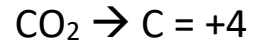
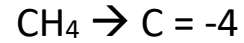
### 11-العناصر الانتقالية (الفصيلة d):

\* تمتلك أكثر من عدد أكسدة حسب المركب أو الأيون مثل:



### 12-العناصر النادرة (N,P,C):

\* تتغير حسب المركب:



### تمارين:

1-(محلول) ما عدد أكسدة الكروم في  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

الشحنة الكلية للمركب  $2X_{\text{Cr}} + 7Y_{\text{O}} =$  شحنة الأكسجين  $-2 \leftarrow Y_{\text{O}} = -2$

$$2X_{\text{Cr}} + 7 \times (-2) = -2$$

$$X_{\text{Cr}} = +6$$

2-ما عدد أكسدة الأكسجين في المركب  $\text{H}_2\text{O}_2$

جميع الإجابات خاطئة E/ D/ -1 C/ +1 B/ -2 A/ +2

3-أحسب عدد أكسدة الكبريت في المركب  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

جميع الإجابات خاطئة E/ D/ -4 C/ +4 B/ -2 A/ +2

4-أحسب عدد أكسدة الحديد في  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

جميع الإجابات خاطئة E/ D/ +5 C/ +4 B/ +3 A/ +2

5-أحسب عدد أكسدة النيتروجين في  $\text{NH}_4^+$

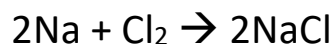
D/ -3 E/ -2 C/ +5 B/ +4 A/ +2

6-ما عدد أكسدة النيتروجين في  $\text{N}_2\text{O}$

D/ -2 E/ +3 C/ -1 B/ +2 A/ +1

## IV-أنواع معادلات الأكسدة و الارجاع و موازنتها

لدينا معادلة تشكل ملح كلوريد الصوديوم:

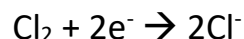


هنا فقد الصوديوم الكترون وتحول الى ايون موجب (أكسدة) وفق المعادلة:



تسمى هذه المعادلة بالمعادلة النصفية للأكسدة

بينما اكتسب الكلور الكترون وتحول الى أيون سالب (ارجاع) وفق المعادلة:

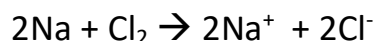
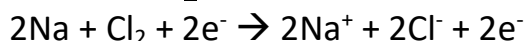
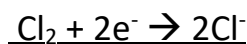


تسمى هذه المعادلة بالمعادلة النصفية للارجاع

نلاحظ عند جمع المعادلتين النصفيتين نحصل على المعادلة الرئيسية (بشكلها الأيوني) على النحو التالي:



+



### \* العامل المرجع والمؤكسد وتحديد كل منهما:

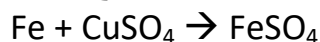
العامل المؤكسد: هو المادة التي تُرجع (تسبب أكسدة المادة الأخرى)  
يمكننا معرفة العامل المؤكسد من خلال مقارنة عدد أكسدة المادة في المتفاعلات و  
النواتج (يقل عدد الأكسدة)

العامل المرجع: هو المادة التي تتأكسد (تسبب ارجاع المادة الأخرى)  
يزداد عدد أكسدة العامل المرجع عند التفاعل

### تمارين:

1-(محلول) أكتب معادلة تفاعل الحديد مع كبريتات النحاس و اكتب

المعادلتين النصفيتين وحدد العامل المرجع والعامل المؤكسد



أكسدة(الحديد عامل مرجع)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^-$

ارجاع(النحاس عامل مؤكسد)  $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

نلاحظ أيون الكبريتات لم يكتسب أو يخسر الكترونات ولم يتغير عدد أكسدته فلا  
يشترك بالمعادلة النصفية

2- ما هو العامل المرجع في التفاعل التالي

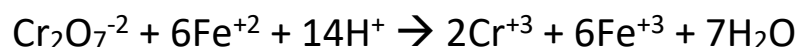


A/ Cu    B/  $\text{Cu}^{+2}$     C/  $\text{Zn}^{+2}$     D/ Zn

3- أكتب المعادلتين النصفيتين للتفاعل



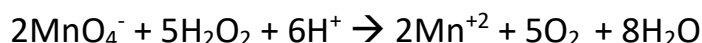
4- ما هو العامل المؤكسد في التفاعل التالي



A/  $\text{Fe}^{+2}$     B/  $\text{H}^+$     C/  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$     D/  $\text{Cr}^{+3}$     E/  $\text{Fe}^{+3}$

\* موازنة معادلات الأكسدة والارجاع:

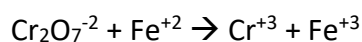
لا يمكننا موازنة معادلات الأكسدة والارجاع مثل المعادلات العادية لأنها قد تحتوي على شحنات (يجب أن يكون مجموع شحنات المتفاعلات مساويا لمجموع شحنات النواتج) مثل المعادلة



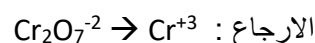
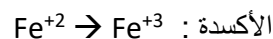
\* يوجد طريقتين لموازنة تفاعلات الأكسدة والارجاع

أ- طريقة أنصاف التفاعل:

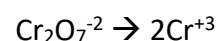
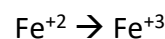
مثال: موازنة تفاعل



الخطوة 1: فصل التفاعل الى نصفين (الأكسدة والارجاع)

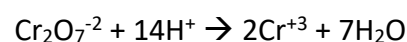
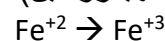


الخطوة 2: موازنة الذرات (ما عدا الأكسجين والهيدروجين)

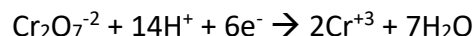
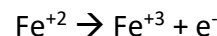


الخطوة 3: موازنة الأكسجين (بإضافة الماء) ثم موازنة الهيدروجين (بإضافة أيون

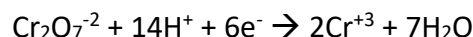
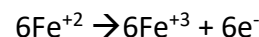
الهيدروجين)



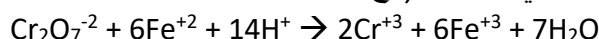
الخطوة 4: موازنة الشحنات (بإضافة الإلكترونات)



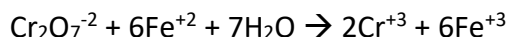
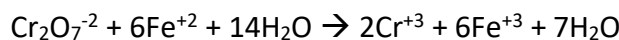
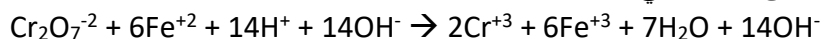
الخطوة 5: موازنة عدد الإلكترونات بين النصفين



الخطوة 6: جمع نصفي التفاعل (مع حذف الإلكترونات من الطرفين)

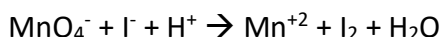


**ملاحظة:** هنا وازنا المعادلة في الوسط الحمضي (لوجود أيونات الهيدروجين) إذا طلبت الموازنة في وسط أساسي نضيف أيونات الهيدروكسيد الى الطرفين بنفس عدد أيونات الهيدروجين ثم نحذف جزيئات الماء الزائدة (نتجت من تفاعل أيون الهيدروكسيد مع أيون الهيدروجين) من الطرفين على النحو التالي:



ب-طريقة أعداد الأكسدة:

مثال: موازنة تفاعل



الخطوة 1: تحديد أعداد الأكسدة

المنغنيز في  $\text{MnO}_4^{-}$  = +7

في  $\text{Mn}^{+2}$  = +2 (انخفاض عدد الأكسدة --> ارجاع)

اليود في  $\text{I}^{-}$  = -1

في  $\text{I}_2$  = 0 (ارتفاع عدد الأكسدة --> أكسدة)

الخطوة 2: حساب تغير عدد الأكسدة

كل  $\text{Mn}^{+7}$  يكتسب 5 إلكترونات ليصبح  $\text{Mn}^{+2}$

كل ذرتين يود  $2\text{I}^{-}$  تفقدان 2 إلكترون لتصبح  $\text{I}_2$

الخطوة 3: موازنة الإلكترونات

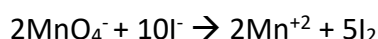
المنغنيز يحتاج 5 إلكترونات

اليود (ذرتان) تعطي 2 إلكترون

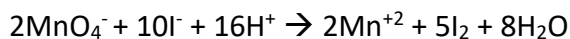
أصغر مضاعف مشترك = 10

اذن: نضرب معادلة المنغنيز ب 2 و نضرب معادلة اليود ب 5

الخطوة 4: كتابة المعادلة المبدئية بعد الموازنة



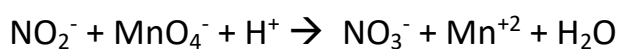
الخطوة 5: موازنة الأكسجين (بإضافة ماء) ثم موازنة الهيدروجين (بإضافة أيون الهيدروجين)



ملاحظة: إذا طلبت الموازنة في وسط أساسي نضيف أيونات الهيدروكسيد كما في الطريقة السابقة

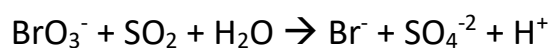
### تمارين:

5- ما عدد أيونات البرمنجنات اللازمة لموازنة التفاعل التالي



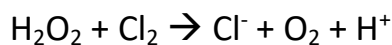
A/ 3   B/ 7   C/ 4   D/ 2   E/ 5

6- ما عدد أيونات الهيدروجين اللازمة لموازنة التفاعل التالي



A/ 3   B/ 6   C/ 12   D/ 2

7- ما عدد الأمثال الستيكومترية اللازمة لموازنة التفاعل التالي



A/ 5   B/ 6   C/ 7   D/ 8

## V-حل التمارين

: III

D.2

A.3

B.4

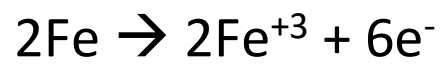
D.5

A.6

: IV

D.2

.3



C.4

D.5

B.6

C.7

## أقوى المؤكسدات والمرجعات

المرجع	الترتيب (بالقوة)	المؤكسد	الترتيب (بالقوة)
LiAlH <sub>4</sub>	1	F <sub>2</sub>	1
Red-Al	2	Ce <sup>+4</sup> /Ce <sup>+3</sup>	2
NaBH <sub>4</sub>	3	Cl <sub>2</sub>	3
CO	4	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-</sup>	4
H <sub>2</sub>	5	O <sub>2</sub>	5
Na(Hg)	6	MnO <sub>2</sub> /MnO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	6
SnCl <sub>2</sub>	7	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	7







