



1 - المؤكسد: هو فرد كيميائي مؤهل لاكتساب إلكترون أو أكثر.

شاردة التوتياء  $Zn^{2+}$  عبارة عن مؤكسد؛  $Zn^{2+} + 2 e^- = Zn$

شاردة البرمنغنات عبارة عن مؤكسد؛  $MnO_4^- + 5 e^- + 8 H^+ = Mn^{2+} + 4 H_2O$

2 - المرجع: هو فرد كيميائي مؤهل للتخلي عن إلكترون أو أكثر.

ذرة النحاس  $Cu$  عبارة عن مرجع؛  $Cu = Cu^{2+} + 2 e^-$

شاردة اليود  $I^-$  عبارة عن مرجع؛  $2 I^- = I_2 + 2 e^-$

3 - الثنائيات مرجع / مؤكسد: (Ox/Red)

الثنائية مرجع / مؤكسد هي المجموعة المتشكلة من مؤكسد ومرجعه المرافق، نكتبها اصطلاحا بالشكل: Ox/Red ، حيث Ox هو المؤكسد (Oxydant) و Red هو المرجع (Réducteur).

أمثلة :

$O_2/H_2O_2$  ،  $H_2O_2/H_2O$  ،  $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$  ،  $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$  ،  $I_2/I^-$  ،  $MnO_4^-/Mn^{2+}$

بصفة عامة نكتب المعادلة النصفية الخاصة بالثنائية Ox/Red بالشكل:  $Ox + n e^- = Red$

4 - كيف نكتب معادلة نصفية إلكترونية للأكسدة أو للإرجاع ؟

مثال : المعادلة النصفية الخاصة بالثنائية  $MnO_4^-/Mn^{2+}$

- نكتب :  $MnO_4^- = Mn^{2+}$  ، حيث نضع على اليسار الفرد الذي يتفاعل (مثلا في المعطيات يقال لنا : تفاعل برمنغنات البوتاسيوم) ، وعلى اليمين نضع الفرد الذي ينتج .

- في المحاليل المائية نحقق انحفاظ عنصر الأكسجين بالماء ( $H_2O$ ) ، فنكتب :  $MnO_4^- = Mn^{2+} + 4 H_2O$

- في الأوساط الحامضية نحقق انحفاظ عنصر الهيدروجين بالبروتونات ( $H^+$ ) ، فنكتب :  $MnO_4^- + 8 H^+ = Mn^{2+} + 4 H_2O$

- نحقق انحفاظ الشحنة بواسطة الإلكترونات، وبما أن  $MnO_4^-$  مؤكسد ، فهو يكتسب الإلكترونات، وبالتالي نضيف خمسة إلكترونات من جهة اليسار. أما في حالة تفاعل مرجع نضيف الإلكترونات من جهة اليمين، لأن المرجع يفقد الإلكترونات.

وأخيرا نكتب المعادلة النصفية للإرجاع:  $MnO_4^- + 5 e^- + 8 H^+ = Mn^{2+} + 4 H_2O$

أو :  $MnO_4^- + 5 e^- + 8 H_3O^+ = Mn^{2+} + 12 H_2O$  ، لأن في الماء  $H^+ + H_2O = H_3O^+$  .

5 - تفاعل الأكسدة - إرجاع:

هو التفاعل الذي يحدث فيه انتقال الإلكترونات من المرجع إلى المؤكسد، وهما الفردان اللذان يشكلان الثنائية Ox/Red.

مثال : تفاعل محلول مائي ل فوق منغنات البوتاسيوم ( $K^+$ ,  $MnO_4^-$ ) مع محلول كبريتات الحديد الثنائي ( $Fe^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$ ) في وسط حامضي . نحدد أولا الثنائيتين Ox/Red :

برمنغنات البوتاسيوم ( $K^+$ ,  $MnO_4^-$ ) :

شاردة البوتاسيوم  $K^+$  هي شاردة غير فعالة، لكن لماذا غير فعالة؟ نعلم أن ذرة البوتاسيوم K مرجع قوي، أي تفقد بسهولة الإلكترون الوحيد الموجود في الطبقة الخارجية (يوجد عنصر البوتاسيوم في العمود الأول من جدول التصنيف الدوري) .

لهذا تكون شاردة البوتاسيوم مؤكسدا ضعيفا، وبالتالي اعتبرناها شاردة غير فعالة، أي أن الشاردة  $K^+$  تكتسب بصعوبة كبيرة إلكترونات.

معادلة الإرجاع هي:  $MnO_4^- + 5 e^- + 8 H^+ = Mn^{2+} + 4 H_2O$  (1)

ملاحظة : في التمارين تُعطى لك الثنائيات ، أو تُعطى لك المعادلات النصفية وأنت تستخرج منها الثنائيات ، لأن لنفس المؤكسد يمكن أن نجد أكثر من

مرجع، والعكس كذلك . مثلا في وسط حامضي المرجع المرافق للمؤكسد  $MnO_4^-$  هو شاردة المنغنيز  $Mn^{2+}$  ، وفي الأوساط الأقل حموضة والمعتدلة المرجع هو أكسيد المنغنيز  $MnO_2$  .

كبريتات الحديد الثنائي ( $Fe^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$ ) :

شاردة الكبريتات  $SO_4^{2-}$  غير فعالة في هذا التفاعل لأسباب غير واردة في المنهاج، حيث في هذا المحلول الثنائية هي  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$

معادلة الأكسدة:  $Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$  (2)

نضرب معادلة الأكسدة في العدد 5 لكي يتساوى عدد الإلكترونات في المعادلتين، معنى أن هذا التفاعل يتم بـ 1 mol من البرمنغنات و 5 mol من شوارد

الحديد الثنائي، ثم نجمع المعادلتين النصفيتين طرفا لطرف، ونجد :  $MnO_4^- + 5 Fe^{2+} + 8 H^+ = Mn^{2+} + 5 Fe^{3+} + 4 H_2O$

بصفة عامة : بالنسبة للتنايتين  $Ox_1/Red_1$  و  $Ox_2/Red_2$  ، فرضا أننا فاعلنا  $Ox_1$  مع  $Red_2$  ، يكون لدينا :

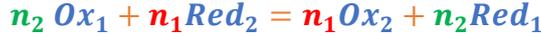
$$Ox_1 + n_1 e^- = Red_1$$

وهي المعادلة النصفية للإرجاع

$$Red_2 = Ox_2 + n_2 e^-$$

وهي المعادلة النصفية للأكسدة

بضرب المعادلة الأولى في  $n_2$  والمعادلة الثانية في  $n_1$  وجمعهما طرفا لطرف نتحصل على معادلة الأكسدة – إرجاع:



#### 6 - ناقلية المحاليل الشاردية :

ماذا يجب أن نعرف في درس الناقلية ؟

• يجب أن نعرف أن وجود الشوارد في محلول مائي ضروري لضمان الناقلية الكهربائية لهذا المحلول.

نعلم أن للتيار الكهربائي طبيعة إلكترونية في النواقل المعدنية وطبيعة شاردية في المحاليل الشاردية، أي أن المحلول الجزيئي لا ينقل التيار الكهربائي.

الناقلية  $G$  لمحلول هي مقلوب مقاومته  $(R)$  :  $G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$  ، حيث تقاس  $G$  بـ  $(S)$  Siemens و  $R$  بـ  $(\Omega)$  Ohm ، أما شدة التيار  $I$  والتيوتر

الكهربائي  $(U)$  يقاسان على الترتيب بـ  $(A)$  Ampère و  $(V)$  Volt .

**ملاحظة :** لا نستعمل في قياس الناقلية مولدا للتيار المستمر ، لأنه يحلل المحلول كهربائيا مما يؤثر على الناقلية لهذا المحلول، بل نستعمل مولدا للتيار

المتناوب ، حيث  $I$  هي الشدة المنتجة للتيار المتناوب  $(I_{eff})$  و  $U$  والتيوتر المنتج له  $U_{eff}$  ، وبالتالي  $G = \frac{I_{eff}}{U_{eff}}$

• يجب أن نعرف العلاقة بين ناقلية جزء من محلول  $(G)$  وناقليته النوعية  $(\sigma)$  والعوامل المتعلقة بخليّة القياس.

لدينا :  $G = K\sigma$  ، حيث  $\sigma$  هي الناقلية النوعية وتقاس بـ  $S.m^{-1}$  و  $K$  هو ثابت خلية القياس  $K = \frac{S}{L}$  ، حيث  $S$  : سطح إحدى صفيحتي الخلية

$(m^2)$  و  $L$  : البعد بين الصفيحتين  $(m)$  . وحدة  $K$  هي  $(m)$  .

• يجب أن نعرف العلاقة بين الناقلية النوعية  $(\sigma)$  لمحلول شاردى ممدّد و الناقلية المولية الشاردية للأفراد الكيميائية والتراكيز المولية لهذه الأفراد.

المحلول المائي للمركب  $A_x B_y$  هو  $(x A^{y+}, y B^{x-})$  . تُعطى الناقلية النوعية لهذا المحلول بالعلاقة التالية:

$$\sigma = \lambda_{A^{y+}} [A^{y+}] + \lambda_{B^{x-}} [B^{x-}]$$

حيث  $\lambda_{A^{y+}}$  و  $\lambda_{B^{x-}}$  هما الناقليتان النوعيتان الموليتان الشارديتان لكل من  $A^{y+}$  و  $B^{x-}$  وتقاسان بـ  $S.m^2.mol^{-1}$

#### 7 - قياس ضغط غاز مثالي:

قانون الغازات المثالية هو  $PV = nRT$

$P$  : ضغط الغاز ويقاس بالباسكال  $(Pa)$  . أحيانا يعطى الضغط بالهكتوباسكال  $(hPa)$  ، حيث  $1hPa = 100 Pa$

$V$  : هو حجم الحيز الذي يوجد فيه الغاز  $(m^3)$

$n$  : كمية مادة الغاز  $(mol)$

$T$  : درجة حرارة الغاز  $(K)$  . لكي نحول الدرجة المنوية للكلفن نضيف لها 273 .  $(20^\circ C = 20 + 273 = 293 K)$

$R$  : ثابت الغازات المثالية.  $R = 8,31 SI$  لكل الغازات.

عندما نجري تفاعلا كيميائيا ينطلق فيه غاز ، نعتبر هذا الغاز مثاليا ونجمعه إما في الحوجلة التي يجري فيها التفاعل أو في إناء آخر موصول للحوجلة.

لكي نقيس ضغط الغاز نستعمل مقياس الضغط  $(Le manomètre)$  . هناك نوعان من هذا الجهاز:

**مقياس ضغط عادي:** يقوم بقياس ضغط الغاز المنطلق والهواء الموجود في الإناء معا، ولهذا في هذه الحالة يجب أن نطرح الضغط الجوي من القيمة المقاسة لكي نحصل على ضغط الغاز المنطلق من التفاعل.

$P_g = P - P_a$  ، حيث  $P_g$  : ضغط الغاز المنطلق،  $P$  : القيمة المقاسة،  $P_a$  : الضغط الجوي (يُعطى لنا في التمارين).

**مقياس ضغط تفاضلي:** يقوم بقياس الضغط الكلي ويطرح منه الضغط الجوي ويعطينا فقط ضغط الغاز المنطلق من التفاعل.

**ملاحظة :** عندما نجتمع الغاز المنطلق في نفس الإناء الذي يجري فيه التفاعل ، فإن حجم الغاز  $(V)$  هو حجم الحوجلة مطروح منه حجم المحلول .

حجم الغاز يبقى ثابتا أثناء التفاعل، رغم أن كمية مادته تزداد، ولهذا الضغط يزداد أثناء التفاعل.

حيث  $V = V_{fiote} - V_s$  ، حيث  $V$  هو حجم الغاز و  $V_{fiote}$  حجم الحوجلة ،  $V_s$  حجم المزيج المتفاعل .

مع اعتبار أن الحوجلة كانت فارغة من الهواء.

