

التمرين 01

تعليق : خطأ علمي في هذا التمرين .

الصورة التي نلاحظها في الشكل لا علاقة لها بالتحول الكيميائي المدروس في نص التمرين .

العبرة الواردة في التمرين >> **نشاهد في التجربة التالية ظهور اللون الأصفر لحظة إضافة كلور الهيدروجين إلى محلول ثيوكبريتات**

الصوديوم ...<< هذا غير صحيح !!

ماذا يحدث في الحقيقة ؟

بعد حوالي ثانيتين من لحظة إضافة حمض كلور الهيدروجين إلى محلول ثيوكبريتات الصوديوم لا نلاحظ أي شيء ، وبعد حوالي عشر ثوان يبدأ اللون الأصفر يظهر ، وهو لون الكبريت S .

التفسير :

في بداية التفاعل تبدأ بلورات الكبريت في التشكل ، وهي بلورات متناهية في الصغر أبعادها من رتبة الميكرو متر . تقوم هذه البلورات بنشر الضوء ، ويكون اللون الأزرق أكثر انتشارا (خواص الكبريت) ، فبالنسبة لملاحظ جانبي (لا ينظر شاقوليا للإناء) يشاهد في البداية اللون الأزرق الفاتح .

بمرور الزمن يزداد حجم بلورات الكبريت فيتعكر المحلول . **للمزيد انقر هنا**

1 - اللون الأصفر هو لون الكبريت (S) .

2 - يدوم التحول حوالي 10 ثوان ، نعتبره سريعا .

3 - نحضر عدّة محاليل لثيوكبريتات الصوديوم بنفس الحجم لكن بتركيز مختلفة في كؤوس متماثلة شفافة . نضع هذه الكؤوس فوق قطع ورقية عليها علامة بالحبر الأسود (مثلا حرف A) .

في اللحظة $t = 0$ نضيف نفس الحجم من محلول حمض كلور الهيدروجين لكل الكؤوس .

ملاحظة :

استعملنا نفس الحجم من المزيج المتفاعل حتى لا يتدخل سمك طبقة السائل كعامل في حجب العلامة السوداء . وبالتالي يكون السبب

الوحيد في حجب العلامة هو كمية الكبريت الناتجة في كل كأس .

ليكن Δn كمية مادة الكبريت الناتجة في المدة الزمنية Δt ، ونعلم أنه يلزم نفس كمية مادة الكبريت في الكؤوس لحجب العلامة السوداء ولكننا نحصل على هذه الكميات في أزمنة متفاوتة .

السرعة المتوسطة لظهور الكبريت هي : $v = \frac{\Delta n}{\Delta t}$. السرعة تتناسب عكسيا مع المدة Δt .

التمرين 02

1 - يدلّ الصدأ على أن الحديد تفاعل مع ثنائي الأوكسجين.

2 - معادلة التفاعل الكيميائي : $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$

3 - تفاعل بطيء .

التمرين 03

1 - الثنائيتان هما : I_2 / I^- و $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$

2 - المعادلتان النصفيتان الإلكترونيتان هما : $I_2 + 2 e^- = 2 I^-$



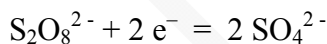
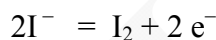
3 - معادلة الأكسدة - إرجاع : $I_2 + 2 S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2 I^-$

4 - قبل التكافؤ يزول لون ثنائي اليود كلما امتزج مع ثيوكبريتات الصوديوم (ثنائي اليود هو المتفاعل المحدّ). ولما نصل للتكافؤ فأية قطرة إضافية منه تنزل للكأس يستقر لونها الأسمر.

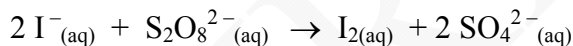
التمرين 04

1 - يحدث التفاعل بين الثنائيتين Ox/Rd : I_2 / I^- و $S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-}$

2 - المعادلتان النصفيتان :



3 - معادلة الأكسدة - إرجاع :



4 - سبب ظهور اللون الأسمر هو تشكل ثنائي اليود I_2 .

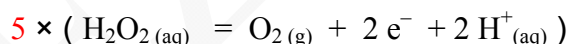
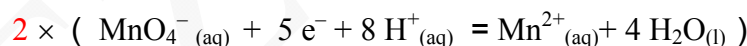
التمرين 05

1 - الغاز الذي ينطلق هو غاز ثنائي الأوكسجين O_2 . نكشف عنه مثلا بإشعال عود ثقاب ثم إطفائه وإدخاله مباشرة في أنبوب التجربة فنلاحظ أن جمرته تزداد توهجا.

2 - نعلم أن شاردة البرمنغنات هي مؤكسد قوي، إذن في هذه الحالة الماء الأوكسجيني يلعب دور مرجع.

الثنائتان هما : MnO_4^- / Mn^{2+} و O_2 / H_2O_2

المعادلتان النصفيتان الإلكترونيتان هما :



معادلة الأكسدة - إرجاع هي : $2 MnO_4^-_{(aq)} + 6 H^+_{(aq)} + 5 H_2O_2 \rightarrow 2 Mn^{2+}_{(aq)} + 5 O_{2(g)} + 8 H_2O_{(l)}$

التمرين 06

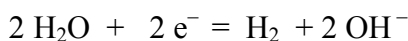
1 - الغاز المنطلق هو غاز ثنائي الهيدروجين H_2 . نكشف عنه مثلا بتقريب عود ثقاب مشتعل من فوهة الأنبوب بعد سده لبعض الدقائق حتى تتجمع كمية معتبرة منه، تحدث فرقة ناتجة عن تفاعل ثنائي الهيدروجين مع ثنائي الأوكسجين الموجود في الهواء.

2 - المرجع هو الصوديوم Na

المؤكسد هو الماء

3 - الثنائيتان هما : Na^+ / Na و H_2O / H_2

المعادلتان النصفيتان الإلكترونيتان هما : $2 \times (Na = Na^+ + e^-)$

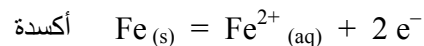
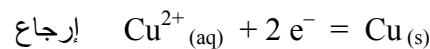


معادلة الأكسدة - إرجاع : $2 Na_{(s)} + 2 H_2O_{(l)} \rightarrow 2 Na^+_{(aq)} + 2 OH^-_{(aq)} + H_{2(g)}$

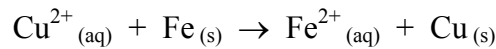
التمرين 07

1 - الثنائيتان هما : Fe^{2+} / Fe و Cu^{2+} / Cu

المعادلتان النصفيتان الإلكترونيتان هما :



معادلة الأكسدة - ارجاع هي :



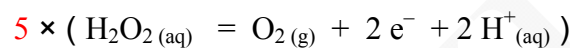
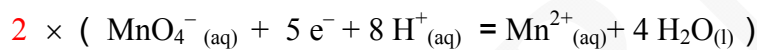
2 - يدلّ زوال اللون الأزرق على أن كل شوارد النحاس الثنائية قد تحوّلت إلى ذرات نحاس (نلاحظ لون أحمر فوق برادة الحديد الفائضة وهو لون النحاس) . هذا التفاعل سريع ، لا يدوم إلا بعض الثواني .

3 - لكي نكشف عن الشوارد المتشكلة نرشح ناتج التفاعل ونضيف للمحلول محلولاً لهيدروكسيد الصوديوم ($Na^{+}_{(aq)}$, $OH^{-}_{(aq)}$) فيتشكل راسب أخضر لهيدروكسيد الحديد الثنائي (معروف بلونه الخاص) $Fe(OH)_2$ ، دلالة على أن الشوارد الناتجة هي شوارد الحديد الثنائي (Fe^{2+}) .

التمرين 08

1 - الثنائتان هما : O_2 / H_2O_2 و MnO_4^{-} / Mn^{2+}

2 - المعادلتان النصفيتان الإلكترونيتان هما :



معادلة الأكسدة - ارجاع هي : $2 MnO_4^{-}_{(aq)} + 6 H^{+}_{(aq)} + 5 H_2O_2 \rightarrow 2 Mn^{2+}_{(aq)} + 5 O_2_{(g)} + 8 H_2O_{(l)}$

3 - نحن بمثابة معايرة محلول الماء الأوكسوجيني بواسطة محلول برمنغنات البوتاسيوم ، إذن المتفاعل المحدّد قبل التكافؤ هو برمنغنات البوتاسيوم .

قبل التكافؤ كلما تنزل كمية من برمنغنات البوتاسيوم يزول لونها لتفاعلها مع H_2O_2 (الشفاف) وظهور Mn^{2+} (الشفاف) . وعندما نبلغ التكافؤ ، أية قطرة زيادة من برمنغنات البوتاسيوم يستقر لونها لعدم وجود H_2O_2 لتتفاعل معه لأن هذا الأخير ينتهي عند التكافؤ . (عندما تجيب لست مطالباً بكل هذا الشرح ، بل قل فقط : عندما نبلغ التكافؤ يستقر اللون البنفسجي لبرمنغنات البوتاسيوم) .

4 - جدول التقدم

معادلة التفاعل	$2 MnO_4^{-}_{(aq)} + 6 H^{+}_{(aq)} + 5 H_2O_2 \rightarrow 2 Mn^{2+}_{(aq)} + 5 O_2_{(g)} + 8 H_2O_{(l)}$						
حالة الجملة	التقدم	كمية المادة (mol)					
الحالة الابتدائية	0	$n (MnO_4^{-})$	$n (H^{+})$	$n (H_2O_2)$	0	0	زيادة
الحالة الانتقالية	x	$n (MnO_4^{-}) - 2x$	$n (H^{+}) - 6x$	$n (H_2O_2) - 5x$	$2x$	$5x$	زيادة
الحالة النهائية	x_E	$n (MnO_4^{-}) - 2x_E$	$n (H^{+}) - 6x_E$	$n (H_2O_2) - 5x_E$	$2x_E$	$5x_E$	زيادة

5 - عند التكافؤ يكون لدينا : $n (MnO_4^{-}) - 2x_E = 0$ (1)

$n (H_2O_2) - 5x_E = 0$ (2)

نستخرج عبارة x_E من العلاقة (1) ونعوّضها في (2) ، نجد : $n (H_2O_2) = \frac{5}{2} n (MnO_4^{-})$ ، أي :

حيث V'_E هو حجم برمنغنات البوتاسيوم المضاف عند التكافؤ . $C V = \frac{5}{2} C' V'_E$

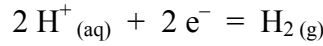
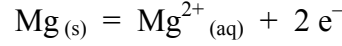
6 - (معلومة ناقصة في هذا التمرين ، هي قيمة V'_E) . نأخذ من عندنا قيمة ملائمة ، ولتكن $V'_E = 12,5 \text{ mL}$.

$$C = \frac{5 C' V'_E}{2 V} = 1,6 \times 10^{-1} \text{ mol/L} : \text{ نحسب التركيز المولي لمحلول الماء الأكسوجيني}$$

التمرين 09

1 - التنااتان هما : $\text{Mg}^{2+}_{(aq)} / \text{Mg}_{(s)}$ و $\text{H}^+_{(aq)} / \text{H}_2_{(g)}$.

المعادلتان النصفيتان الإلكترونيتان هما :



معادلة الأكسدة - إرجاع : $\text{Mg}_{(s)} + 2 \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_2_{(g)}$

2 - نحسب كمية مادة H^+ و Mg الابتدائيتين : $n(\text{H}^+) = C_1 V_1 = 1 \times 10 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$

$$n(\text{Mg}) = \frac{36,45 \times 10^{-3}}{24,3} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

المتفاعل المحد : ننشيء جدول التقدم :

معادلة التفاعل	$\text{Mg}_{(s)} + 2 \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_2_{(g)}$				
حالة الجملة	التقدم	كمية المادة (mol)			
الابتدائية	0	$1,5 \times 10^{-3}$	10^{-2}	0	0
الانتقالية	x	$1,5 \times 10^{-3} - x$	$10^{-2} - 2x$	x	x

من حل المعادلتين التاليتين نجد القيمة الصغرى لـ x هي الموافقة لكمية مادة المغنزيوم ، وبالتالي المغنزيوم هو المتفاعل المحد .

$$10^{-2} - 2x = 0 \quad , \quad 1,5 \times 10^{-3} - x = 0$$

القيمة الصغرى لـ x هي $1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ ، وهي نفسها قيمة x_{max} .

من الجدول لدينا $n(\text{H}_2) = x_{\text{max}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

من المعطيات لدينا بعد 15 mn كمية مادة ثنائي الهيدروجين هي : $n(\text{H}_2) = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} = \frac{31 \times 10^{-3}}{22,4} = 1,38 \times 10^{-3} \text{ mol}$

وهذه القيمة أصغر من x_{max} ، إذن التفاعل لم ينتهي بعد 15 mn .

التمرين 10

التفاعل منمذج بالمعادلة : $2A + B \rightarrow C + D$ ، وهو من الشكل : $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$

لدينا العلاقة بين سرعات اختفاء وظهور الأفراد الكيميائية A ، B ، C ، D هي $\frac{v_A}{\alpha} = \frac{v_B}{\beta} = \frac{v_C}{\gamma} = \frac{v_D}{\delta}$.

في حالتنا هذه لدينا $\alpha = 2$ ، $\beta = \gamma = \delta = 1$ ،

$$v_C = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} \text{ . mn}^{-1} : \text{ وبالتعويض : } \frac{v_A}{2} = \frac{v_C}{1}$$

التمرين 11

1 - يُعتبر التفاعل بطيئاً .

$$(1) \quad v = -\frac{1}{V} \frac{\Delta n(\text{MnO}_4^-)}{\Delta t} : \text{ السرعة الحجمية المتوسطة} :$$

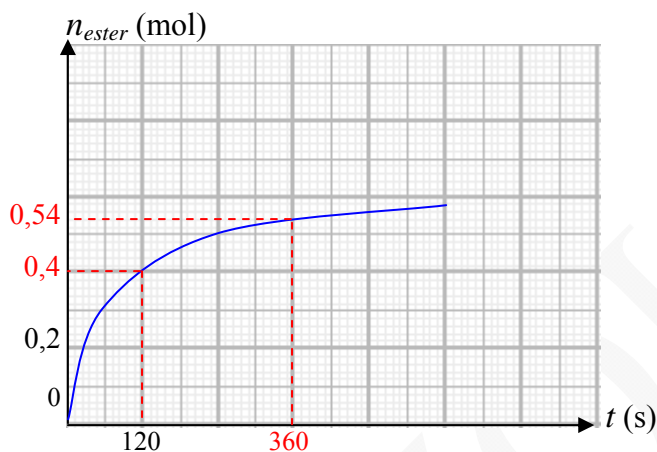
$$n(\text{MnO}_4^-) = C V = 0,01 \times 0,05 = 5 \times 10^{-4} \text{ mol} : \text{ لدينا}$$

$$v = -\frac{1}{0,1} \frac{(0 - 5 \times 10^{-4})}{140} = 3,6 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} : (1) \text{ بالتعويض في}$$

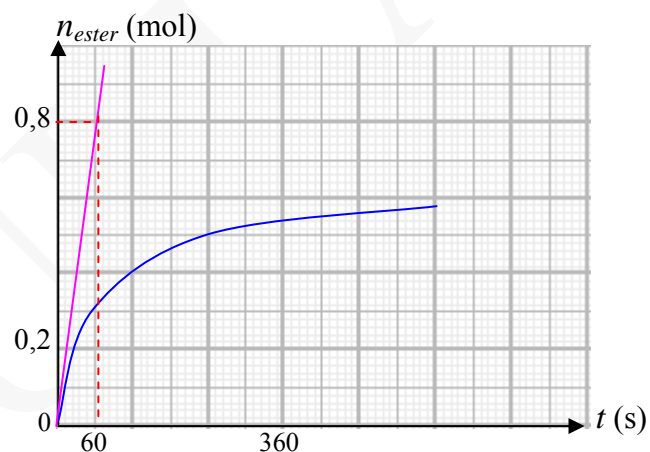
التمرين 12

1 - السرعة المتوسطة لتشكل الأستر $\text{CH}_3\text{-COO-C}_2\text{H}_5$ في المجال الزمني [120 , 360 s] هي :

$$(1 - \text{ الشكل}) \quad v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{0,54 - 0,40}{240} = 5,8 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$



الشكل - 1



الشكل - 2

2 - السرعة عند اللحظة $t = 0$:

$$v = \frac{0,8 - 0}{60 - 0} = 1,3 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1} , \text{ تمثل هذه السرعة ميل المماس للبيان } n_{\text{Ester}} = f(t) \text{ في المبدأ (الشكل - 2) ,}$$

3 - زمن نصف التفاعل : لدينا $x_f = 0,6 \text{ mol}$ من البيان ، ومنه $\frac{x_f}{2} = 0,3 \text{ mol}$. الزمن الموافق لهذه القيمة على البيان هو

$$. t_{1/2} = 60 \text{ s}$$

التمرين 13

1 - خاطئة (الصحيح : أكبر ما يمكن)

2 - خاطئة (الصحيح : تنتهي نحو الصفر)

3 - لكي نتأكد من صحة أو خطأ النتيجة نحسب ميل المماس للبيان في النقطة التي فاصلتها $t = 40 \text{ s}$ ، ثم نقسم النتيجة على حجم

$$\text{المزيج } V = V_1 + V_2 = 0,4 \text{ L}$$

$$(1) \quad v = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}$$

$$\frac{dx}{dt} = \frac{7,5 \times 10^{-3}}{64} = 1,17 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{mn}^{-1}$$

بالتعويض في (1) :

$$v = \frac{1}{0,4} \times 1,17 \times 10^{-4}$$

$$v = 2,92 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{mn}^{-1}$$

يُعتبر الاقتراح صحيح .

(الدقة في رسم المماس)

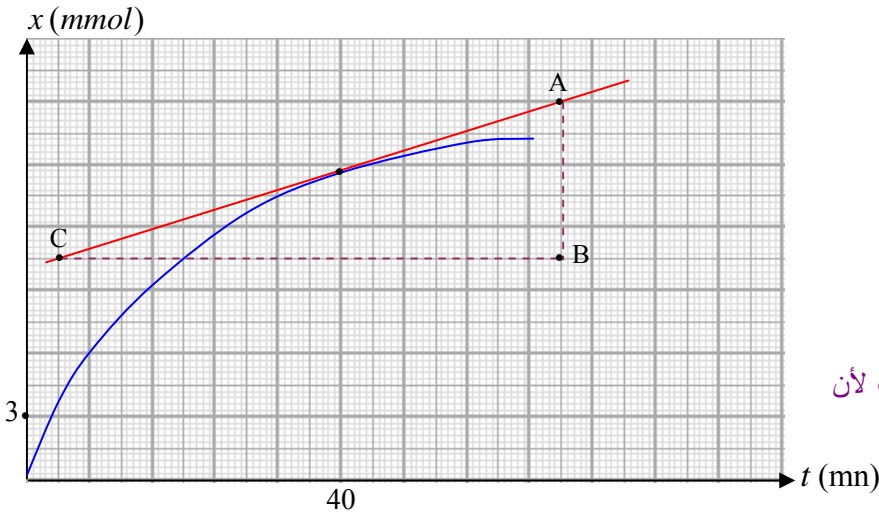
ملاحظة :

لا يمكن لكل التلاميذ أن يجدوا نفس قيمة الميل ، لأن

هذا راجع لدقة الرسم ، ولهذا في تصحيح

امتحان البكالوريا في هذه الحالة يُعطى

مجال لقيم الميل (مثلا من 5,5 إلى 5,8) . كل هذه القيم تعتبر صحيحة .



يتبع ... الجزء الثاني من التمارين من 14 إلى 29

GUEZOURI Abdelkader – Lycée Maraval – Oran

<http://www.guezouri.org>