

Evolution système chimique – Exercices - Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

- Les ocres du Roussillon sont des composées, entre autres, de silice, d'argile et d'un pigment minéral coloré : l'oxyde de fer III de formule Fe_2O_3 . Ce solide peut être obtenu en faisant réagir à chaud du métal fer avec du dioxygène selon l'équation : $4 Fe_{(s)} + 3 O_{2(g)} \rightarrow 2 Fe_2O_{3(s)}$. On fait réagir 50,2 g de fer avec 0,900 moles de dioxygène. **Données** : $M(Fe) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

- 1) Calculer la quantité de matière initiale de fer puis compléter le tableau d'avancement ci-dessous :

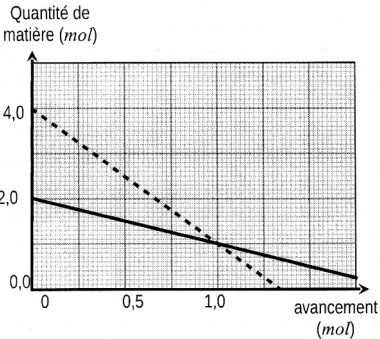
équation de la réaction		$4 Fe_{(s)}$	+	$3 O_{2(g)}$	$\rightarrow$	$2 Fe_2O_{3(s)}$
État du système	Avancement	Quantité de matière (en mol)				
État initial	$x = 0$					
en cours	$0 \leq x \leq x_{\max}$					
État final	$x_{\max}$					

- 2) Déterminer l'avancement maximal $x_{\max}$ et en déduire le réactif limitant.
- 3) Quelle masse d'oxyde de fer III obtient-on en fin de réaction ?
- 4) Sachant que, dans les conditions de l'expérience, une mole de gaz occupe un volume de 22,4 L, calculer le volume de dioxygène consommé lors de l'expérience ?

Exercice 2 corrigé disponible

- L'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_3$ est un solide blanc qui peut être obtenu par une réaction de précipitation entre les ions aluminium Al^{3+} et les ions hydroxyde HO^- .

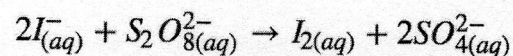
- 1) Compléter l'équation bilan : $..... Al^{3+}_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow Al(OH)_3_{(s)}$
- 2) Le graphe ci-contre montre l'évolution des quantités de matière de ces ions en fonction de l'avancement x de la réaction.
- 2) Identifier les droites d'évolution $n(Al^{3+})$ et $n(HO^-)$. Justifier.



- 3) Déterminer les quantités de matière des réactifs à l'état initial.
- 4) Déterminer l'avancement maximal :
- 5) Déterminer le réactif limitant :
- 6) Tracer sur le graphe ci-contre l'évolution de la quantité de matière de $Al(OH)_3$ en fonction de l'avancement.
- 7) Déterminer les quantités de matière à l'état final.

Exercice 3 corrigé disponible

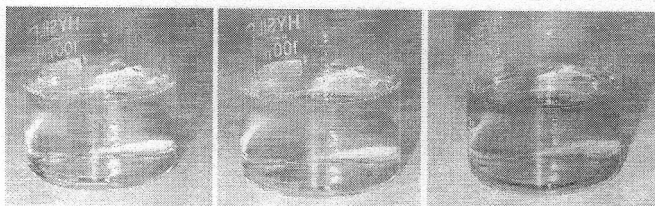
Les ions iodure $I^- (aq)$ réagissent lentement avec les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-} (aq)$ pour former du diiode $I_2 (aq)$ et des ions sulfate $SO_4^{2-} (aq)$ selon l'équation :



On verse, dans un bécher, un volume $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ de solution incolore de peroxodisulfate de potassium de concentration $C_1 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$. On ajoute un volume $V_2 = 50,0 \text{ mL}$ de solution incolore d'iodure de potassium de concentration $C_2 = 0,500 \text{ mol.L}^{-1}$.

Le diiode en solution de formule $I_2(aq)$ est la seule espèce colorée du système chimique.

La photographie ci-dessous montre la coloration du système chimique au cours du temps :



1. Qu'est ce qui prouve qu'il y a eu une transformation chimique ?
2. Calculer les quantités initiales des réactifs que l'on notera $n_i(I^-)$ et $n_i(S_2O_8^{2-})$.
3. Déterminer le réactif limitant.
4. Déterminer la quantité de matière de diiode dans l'état final. En déduire sa concentration.
5. Quelle quantité de matière d'ions peroxodisulfate aurait t-on dû introduire afin d'être dans les proportions stœchiométriques de l'équation ?

Équation de la réaction					
État du système	Avancement				
Initial	$x_0 = 0$				
En cours	x				
Final	$x_{\max}$				

Exercice 4 corrigé disponible

Partie A : la réaction chimique

Les ions permanganate de formule MnO_4^- réagissent avec l'acide oxalique de formule $H_2C_2O_4$ suivant l'équation suivante :



Les ions permanganates MnO_4^- colorent la solution en violet / rose. Toutes les autres espèces en solution sont incolores. Le volume molaire dans les conditions de l'expérience vaut $24,0 \text{ L.mol}^{-1}$.

Pour que la réaction ait lieu, le milieu réactionnel doit être acidifié par ajout d'acide sulfurique en excès : les ions H^+ dans l'équation représentent cet ajout mais ne sont pas à considérer comme un réactif.

On mélange initialement un volume $V_A = 50,0 \text{ mL}$ d'acide oxalique à la concentration $C_A = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_B = 20,0 \text{ mL}$ de permanganate de potassium à la concentration $C_B = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Calcule les quantités initiales de réactifs $(n_A)_0$ et $(n_B)_0$.
2. Etablis le tableau d'avancement de la réaction en faisant apparaître l'état initial et l'état final.
3. Détermine quel est le réactif limitant et quelle est la valeur de l'avancement maximal $x_{\max}$.
4. Le mélange initial était-il stœchiométrique ? Justifie.
5. Quel volume de dioxyde de carbone la réaction a-t-elle produit ? Justifie.
6. En fin de réaction, quelle quantité d'ions permanganate $n(MnO_4^-)_f$ reste-t-il en solution ?
7. Détermine le volume total de la solution et déduis-en la concentration finale $[MnO_4^-]_f$ des ions permanganate.

Exercice 5 corrigé disponible

L'indigo, de formule brute $C_{16}H_{10}N_2O_2$, peut-être synthétisé à partir de 2-nitrobenzaldéhyde $C_7H_5O_3N(s)$, d'acétone $C_3H_6O(l)$ et d'ions hydroxyde $HO^-(aq)$ selon la réaction d'équation indiquée dans le tableau d'avancement fourni EN ANNEXE. La synthèse est réalisée avec une masse $m = 1,00$ g de 2-nitrobenzaldéhyde solide, un volume $V = 10,0$ mL d'acétone et un volume $V_s = 5,0$ mL d'une solution aqueuse contenant des ions hydroxyde de concentration $C_s = 2,0$ mol.L⁻¹.

Données : • Masses molaires atomiques (en g . mol⁻¹) : H : 1,0 ; C : 12,0 ; N : 14,0 ; O : 16,0

• Masse molaire de l'indigo : $M(\text{indigo}) = 262,0$ g . mol⁻¹

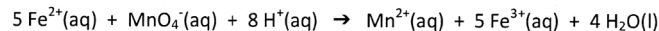
• Masse volumique de l'acétone : $\rho(C_3H_6O) = 1,05$ g . mL⁻¹.

- Calculer la masse molaire du 2-nitrobenzaldéhyde et celle de l'acétone.
- a) Calculer les quantités de matière initiales de 2-nitrobenzaldéhyde et d'ions hydroxyde.
b) Montrer que la quantité de matière initiale d'acétone est égale à 0,181 mol.
- Compléter **littéralement** le tableau d'avancement de la transformation EN ANNEXE.
Pour la suite de cette partie, on considère que la réaction est complète (rendement de 100 %).
- Déterminer l'avancement maximal. En déduire le réactif limitant.
- a) Quelles sont les quantités de matière restantes de réactifs à l'état final ?
b) Quelle quantité maximale de matière d'indigo obtiendrait-on ?
c) Montrer que la masse correspondante d'indigo est de 0,867 g .

Équation de la réaction		$2 C_7H_5O_3N(s) + 2 C_3H_6O(l) + 2 HO^-(aq) \rightarrow C_{16}H_{10}N_2O_2(s) + 2 C_2H_3O_2^-(aq) + 4 H_2O(l)$ (indigo)					
Etat du système	Avancement	Quantités de matière (mol)					
Initial	$x = 0$						
Intermédiaire	x						
Final	$x_{\max}$						

Exercice 6

Une solution incolore de sulfate de fer II est mélangée à une solution violette de permanganate de potassium en milieu acide. La seule espèce colorée du système étudié est l'ion permanganate, $MnO_4^-(aq)$, de couleur violette. Il se produit alors la réaction chimique suivante :



On mélange initialement un volume $V_1 = 100,0$ mL de solution de sulfate de fer II de concentration $c_1 = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ avec un volume $V_2 = 5,0$ mL de la solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration $c_2 = 5,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

L'acide est en excès et l'eau constitue le solvant de la solution.

1. Calculer les quantités initiales des réactifs n_1 et n_2 , respectivement des ions fer II ($Fe^{2+}(aq)$) et des ions permanganate ($MnO_4^-(aq)$). /1

2. Compléter le tableau d'avancement de la réaction : /2,5

Équation chimique							
État du système	Avancement						
État initial	0						
État intermédiaire	x						
État final	$x_{\max} = \dots\dots\dots$						

3. Déterminer quelle est la valeur de l'avancement maximal $x_{\max}$ et quel est le réactif limitant. /1,5

4. Le mélange initial était-il stœchiométrique ? Justifier. /0,75

5. Quelle est la couleur du mélange final ? Justifier. /0,75

6. En fin de réaction, quelle quantité d'ions permanganate $n(MnO_4^-)_f$ reste-t-il en solution ? /0,5

7. Déterminer le volume total de la solution et en déduire la concentration finale $[MnO_4^-]_f$ des ions permanganate. /0,5

Exercice 7

➤ **Données :** $M(Fe) = 55,8$ g.mol⁻¹ ; $M(O) = 16,0$ g.mol⁻¹ ; $M(Al) = 27,0$ g.mol⁻¹

- L'aluminothermie est un procédé qui utilise la réaction entre l'oxyde de fer Fe_2O_3 et l'aluminium Al pour former du fer Fe et de l'oxyde de l'aluminium Al_2O_3 . Ce procédé permet, par exemple, de souder des rails.
- L'équation équilibrée de la réaction est : $Fe_2O_3(s) + 2 Al(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 2 Fe(s)$
- On fait réagir selon ce procédé une masse $m_1 = 798$ g d'oxyde de fer avec une masse $m_2 = 270$ g d'aluminium métallique.
- Pour que la soudure des rails soit correcte, le mélange réactionnel doit être dans les proportions stœchiométriques. Le but de l'exercice est de vérifier si cela est le cas.

1) Calculer la masse molaire $M(Fe_2O_3)$ de l'oxyde de fer Fe_2O_3 .

2) Calculer les quantités de matière n_1 d'oxyde de fer Fe_2O_3 et n_2 d'aluminium.

3) Compléter le tableau d'avancement suivant :

équation-bilan		$Fe_2O_3(s)$	+	$2 Al(s)$	→	$Al_2O_3(s)$	+	$2 Fe(s)$
Etat initial	$x = 0$	n_1		n_2				
en cours	x							
Etat final	$x = x_{\max}$							

4) Déterminer l'avancement maximal $x_{\max}$. Détailler votre raisonnement.



- 5) Le mélange est-il stœchiométrique ? Justifier rapidement.
- 6) Calculer la masse $m(\text{Al}_2\text{O}_3)$ d'alumine formée. Détaillez votre raisonnement.