



Exercices

« Suivi et modélisation de l'évolution d'un système chimique »

11 Identification d'un oxydant et d'un réducteur

On donne les équations des réactions d'oxydoréduction suivantes :

- $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq})$;
- $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$;
- $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Au}(\text{s}) + 3 \text{Fe}^{3+}(\text{aq})$.

1. Recopier les équations, et, sur chacune d'elles, entourer en noir le réactif qui a le rôle d'oxydant, et en bleu le réactif qui a le rôle de réducteur.

2. Écrire pour chacune des réactions d'oxydoréduction les couples oxydant/réducteur qui interviennent.

17 Difluor

Le difluor $\text{F}_2(\text{g})$ est un gaz très toxique et réactif. On place dans un récipient 6,0 L de difluor et 22,3 g de fer $\text{Fe}(\text{s})$.

Données : $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Volume molaire à 20 °C et sous pression atmosphérique : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Déterminer la quantité de matière de chaque réactif. L'équation modélisant la transformation est :



2. Établir un tableau d'avancement afin de déterminer l'avancement final de la réaction.

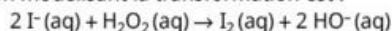
3. Identifier le réactif limitant.

4. En déduire la composition de l'état final du système.

18 Réaction entre les ions iodure et l'eau oxygénée

On mélange 20 mL d'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ de concentration en masse $15 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ et 20 mL d'une solution d'iodure de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière d'ions iodure $c = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans un bécher.

L'équation modélisant la transformation est :



Données : $M_{\text{O}} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Déterminer la quantité de matière de chaque réactif.

2. Établir un tableau d'avancement afin de déterminer l'avancement final de la réaction.

3. Identifier le réactif limitant.

4. En déduire la composition de l'état final du système.

16 Encre sympathique

Après avoir écrit un message sur une feuille de papier avec une plume trempée dans une solution aqueuse jaune-orangée de diiode $\text{I}_2(\text{aq})$, on en fait disparaître toute trace en couvrant la feuille de jus de citron. Après séchage, en vaporisant sur cette dernière de l'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$, le destinataire peut en faire réapparaître le message en lettres orangées. Le jus de citron est considéré ici comme une solution aqueuse d'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq})$.



Données : couples oxydant/réducteur : $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$; $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq})/\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$.

1. a. Écrire les demi-équations des espèces impliquées dans la réaction d'oxydoréduction conduisant à la disparition du message.

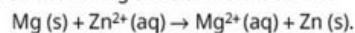
b. En déduire l'équation associée à cette réaction d'oxydoréduction.

2. a. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction des espèces impliquées dans la réaction d'oxydoréduction conduisant à la réapparition du message.

b. En déduire l'équation associée à cette réaction d'oxydoréduction.

20 Stoichiometric mixture

You want to break down a piece of magnesium $\text{Mg}(\text{s})$ with mass $m = 7.3 \text{ g}$. For this, place it in an Erlenmeyer flask with a solution of zinc sulphate ($\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) with an amount-of-substance concentration $c = 5.0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. The equation modelling the transformation is:



Data : $M_{\text{Mg}} = 24.3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Make a progress chart.

2. Deduce the volume V of zinc sulphate to mix with the magnesium to make it disappear entirely.

Extrait DS année précédente Exercice : formation de diiode I_2 par réaction entre l'eau oxygénée H_2O_2 et l'ion iodate IO_3^-

« Eau oxygénée » est le nom commun du peroxyde d'hydrogène de formule chimique H_2O_2 . Ce composé réagit très violemment avec les ions iodate de formule IO_3^- . La réaction se produit en milieu acide H^+ et conduit à la formation de dioxygène gazeux O_2 et de diiode I_2 . De l'eau est aussi produite lors de la transformation.

Masse molaire de l'iode $M_{\text{I}} = 127 \text{ g/mol}$

Dans un grand bécher, on verse $V_{\text{A}} = 10,0 \text{ mL}$ d'eau oxygénée très concentrée ($c_{\text{A}} = 11,6 \text{ mol/L}$) suffisamment acidifiée H^+ puis $V_{\text{B}} = 40,0 \text{ mL}$ de solution d'iodate de potassium $\text{K}^+ + \text{IO}_3^-$ de concentration $c_{\text{B}} = [\text{IO}_3^-]_{\text{i}} = 1,00 \text{ mol/L}$.

Une vive réaction se produit et libère beaucoup de chaleur. La solution se colore en « rouge – brun ».

Les ions potassium sont spectateurs. L'acidification du système réactionnel correspond à la présence d'ions H^+ en excès. L'eau, bien qu'apparaissant dans les produits, est ici le solvant. Elle est présente en très grande quantité et la quantité produite est négligeable devant la quantité présente au départ : on pourra donc considérer que le volume total du système chimique ne change pas durant la transformation.


1- Les couples mis en sont O_2/H_2O_2 et IO_3^-/I_2 . Après avoir écrit le 2 demi équations d'oxydo réduction, écrire l'équation de la réaction.
2- A partir de cette équation et des informations données, compléter le tableau d'avancement de la réaction dans l'annexe.
3- Calculer les quantités initiales des réactifs.
4- Détermine le réactif limitant et l'avancement maximal x_{max} .
5- Calculer les quantités réactifs et des produits à l'état final.
6- Calculer les concentrations finales des réactifs et du diiode à l'état final.
7- Déterminer la masse $m_{I_2}^f$ de diiode obtenue.
TOTAL Exercice /14

Equation chimique		...	+	...	+	...	H ⁺	->	...	+	...	+	...	H ₂ O
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantités exprimées en moles												
Etat initial	x =													
Etat intermédiaire	x						Excès							Excès
Etat final	x =													

Exercice corrigé du livre page

Exercice résolu EN AUTONOMIE

25 Composition de l'état final d'un système



L'oxyde de manganèse $MnO_2(s)$ sert à fabriquer des céramiques de couleur noire. On place $m = 40$ mg d'oxyde de manganèse $MnO_2(s)$ et $V_2 = 40$ mL de sulfate de fer (II) ($Fe^{2+}(aq) + S O_4^{2-}(aq)$) de concentration en quantité de matière $c_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ en **milieu acide** dans un bécher.

Données : couples oxydant/réducteur : $MnO_2(s)/Mn^{2+}(aq)$, $Fe^{3+}(aq)/Fe^{2+}(aq)$. Masses molaires atomiques : $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{Mn} = 54,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

- ▶ Le milieu est **acide**, c'est-à-dire qu'il contient des ions $H^+(aq)$.
- ▶ L'oxydant du premier **couple** possède des atomes d'oxygène.

LES QUESTIONS À LA LOUPE

- ▶ **Déterminer** : mettre en œuvre une stratégie pour trouver un résultat.
- ▶ **Réaliser** : mettre en œuvre les étapes d'une démarche.
- ▶ **En déduire** : intégrer le résultat obtenu à la question précédente pour répondre.

1. **Déterminer** la quantité de matière de chaque réactif.
2. **Déterminer** les demi-équations électroniques d'oxydoréduction, et l'équation modélisant la transformation.
3. **Réaliser** un tableau d'avancement pour déterminer l'avancement final. On précisera le réactif limitant.
4. **En déduire** la composition de l'état final du système.