

Exercices du chapitre 5 - correction

29 $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ ($\times 2$) et $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ ($\times 5$) Donc $2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 16 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 10 \text{CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{H}^+ (\text{aq})$
Soit finalement, $2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 10 \text{CO}_2 (\text{g})$

31 a. On peut affirmer qu'une transformation chimique se produit du fait de modifications apparentes du système chimique.

b. $2\text{I}^- = \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$ et $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ Donc $2 \text{I}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$

c. Les réactifs sont $\text{I}^- (\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$ et $\text{H}^+ (\text{aq})$, les produits sont $\text{I}_2 (\text{aq})$ et H_2O et l'espèce spectatrice est $\text{K}^+ (\text{aq})$. La quantité de matière des réactifs diminue, celle des produits augmente tandis que celle de l'espèce spectatrice ne varie pas.

33 1. a. Une oxydation est une perte d'électrons, donc c'est $\text{Zn}_{(\text{s})} : \text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Un oxydant gagne des électrons, donc c'est $\text{H}^+ (\text{aq}) : 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$

b. $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + \text{H}_{2(\text{g})}$

2. La quantité de matière des réactifs diminue, et celle de H^+ diminue plus vite que celle de $\text{Zn}_{(\text{s})}$

d'après les nombres stœchiométriques de l'équation précédente, donc la droite bleue correspond à $\text{H}^+ (\text{aq})$ et la droite orange décroissante à $\text{Zn}_{(\text{s})}$.

La quantité de matière des produits augmente : ici, la droite orange correspond aux deux produits, $\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$ et $\text{H}_{2(\text{g})}$, qui sont formés en quantités égales. La quantité de matière de l'espèce spectatrice ne varie pas, donc la droite verte correspond à $\text{Cl}^- (\text{aq})$.

37 L'équation de la réaction est : $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

D'après les nombres stœchiométriques, $x_{\text{max}} = 1,0$ mol et les quantités de matière finales de $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ et H_2O sont égales à x_f .

Les deux valeurs sont différentes donc la réaction n'est pas totale.

Soit, après simplification, $5 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{MnO}_4^- \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{Mn}^{2+}$

c. $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, réducteur, cède des électrons à l'oxydant $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ qui les capte :

$\text{C}_3\text{H}_8\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$ ($\times 3$) et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$ ($\times 2$)

$3 \text{C}_3\text{H}_8\text{O} + 3 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 28 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2 + 12 \text{H}^+ + 4 \text{Cr}^{3+} + 14 \text{H}_2\text{O}$

Soit, après simplification, $3 \text{C}_3\text{H}_8\text{O} + 2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2 + 4 \text{Cr}^{3+} + 11 \text{H}_2\text{O}$

d. I^- , réducteur, cède des électrons à l'oxydant ClO^- qui les capte :

$2 \text{ClO}^- + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ et $2 \text{I}^- = \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$ et $2 \text{ClO}^- + 4 \text{H}^+ + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$

39 a. Un couple oxydant-réducteur est formé d'un oxydant et d'un réducteur conjugués.

b. $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^- : \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cl}^-$; $\text{Pb}^{2+} / \text{Pb} : \text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$; $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-} : \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{e}^- = 2 \text{SO}_4^{2-}$.

41 a. Les deux réactifs sont les ions cuivre Cu^{2+} et le fer Fe.

b. Le fer perd deux électrons pour former les ions fer II et les ions cuivre les captent pour former le cuivre métallique : $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ et $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$.

c. Un oxydant est réduit, c'est-à-dire qu'il gagne des électrons : il s'agit donc des ions cuivre. Une oxydation est une perte d'électrons : c'est donc le fer qui est oxydé.

d. $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$.

42 a. Le cadmium Cd perd des électrons pour former les ions Cd^{2+} donc les ions NO_3^- vont les capter pour former NO_2^- :

$\text{Cd} = \text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^-$ et $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$

b. Un réducteur est oxydé, c'est-à-dire qu'il perd des électrons : il s'agit donc du cadmium Cd. Une réduction est un gain d'électrons : c'est donc NO_3^- qui est réduit.

c. Un couple s'écrit toujours avec l'oxydant en premier : $\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$ et $\text{NO}_3^- / \text{NO}_2^-$.

43 a. Un oxydant est réduit, c'est-à-dire qu'il gagne des électrons, et un réducteur est oxydé, c'est-à-dire qu'il perd des électrons.

b. Réduction de H_2O_2 : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ Oxydation de H_2O_2 : $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$

c. En additionnant membre à membre les demi-équations précédentes, on obtient bien une équation mettant en jeu un transfert d'électrons avec pour unique réactif H_2O_2 : $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$.

44 a. Al, réducteur, cède des électrons à l'oxydant I_2 qui les capte : $\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- (\times 2)$

$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^- (\times 3)$

$2 \text{Al} + 3 \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 6 \text{I}^-$

b. SO_2 , réducteur, cède des électrons à l'oxydant MnO_4^- qui les capte :

$\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- (\times 5)$

$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} (\times 2)$

$5 \text{SO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 20 \text{H}^+ + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$

50 a. Les demi-équations pour les couples mis en jeu sont :

$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ et $2 \text{I}^-(\text{aq}) = \text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$

Donc l'équation de la réaction qui se produit est : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$

Le diiode est donc formé au cours de la transformation donc sa quantité de matière va augmenter, si bien que la solution va brunir.

b. On dresse un tableau d'avancement :

		$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$	+	$2 \text{I}^-(\text{aq})$	\rightarrow	$2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	+	$\text{I}_2(\text{aq})$
Avancement	Quantité de matière de...	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$		$\text{I}^-(\text{aq})$		$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$		$\text{I}_2(\text{aq})$
0	...apportée à l'état initial	$n_1 = 1,0 \text{ mol}$		$n_2 = 1,0 \text{ mol}$		0		0
x	...en cours de réaction	$n_1 - x$		$n_2 - 2x$		x		x
$x_f = x_{\text{max}}$...présente à l'état final	$n_1 - x_{\text{max}} = 0,50 \text{ mol}$		$n_2 - 2x_{\text{max}} = 0$		$x_{\text{max}} = 0,50 \text{ mol}$		$x_{\text{max}} = 0,50 \text{ mol}$

Si $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$ est le réactif limitant, $n_1 - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = n_1 = 1,0 \text{ mol}$.

Si $\text{I}^-(\text{aq})$ est le réactif limitant, $n_2 - 2x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = \frac{n_2}{2} = 0,50 \text{ mol}$.

La plus petite valeur de x_{max} ne peut être dépassée donc $x_{\text{max}} = 0,50 \text{ mol}$ et $\text{I}^-(\text{aq})$ est le réactif limitant. D'après la dernière ligne du tableau d'avancement, la quantité de matière n de diiode produite est égale à x_{max} , soit $0,50 \text{ mol}$.

c. Par définition, $c = \frac{n}{V} = \frac{0,50}{500 \times 10^{-3}} = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

d. Pour un mélange stœchiométrique, on a simultanément $n_1 - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = n_1 = 1,0 \text{ mol}$ et $n_2 - 2x_{\text{max}} = 0$ soit $n_2' = 2x_{\text{max}} = 2,0 \text{ mol}$.

62 1. a. Les couples mis en jeu sont $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_2\text{O}$ et $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-/\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.

$2 \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{H}^+$

$\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 3 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$

b. L'équation de la réaction qui se produirait en milieu acide est donc :

$2 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{C}_3\text{H}_6\text{O} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 5 \text{H}^+$

c. $2 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 5 \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 5 \text{H}^+ + 5 \text{HO}^-$

d. $2 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 5 \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 5 \text{H}_2\text{O}$

e. $2 \text{Cu}^{2+} + \text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 5 \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 3 \text{H}_2\text{O}$

2. a. Les couples mis en jeu sont Ag^+/Ag et $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-/\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.

b. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 3 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- (\times 1)$

$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag} (\times 2)$

Donc en milieu acide, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 3 \text{H}^+ + 2 \text{Ag}$.

D'où en milieu basique : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Ag}^+ + 3 \text{HO}^- \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 3 \text{H}^+ + 3 \text{HO}^- + 2 \text{Ag}$ et $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

$+ 2 \text{Ag}^+ + 3 \text{HO}^- \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Ag}$

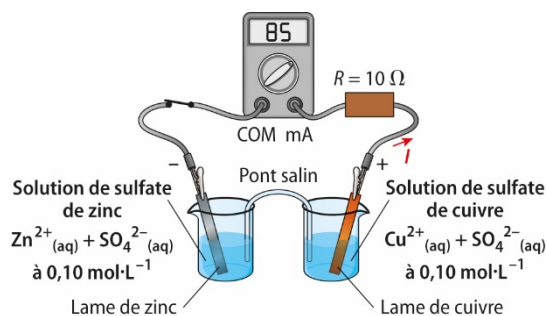
soit finalement : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 2 \text{Ag}^+ + 3 \text{HO}^- \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Ag}$

63 1. Le pont salin permet de fermer le circuit en assurant la conduction du courant.

2. a. D'après l'indication de l'ampèremètre, le courant sort de l'électrode de cuivre et circule vers l'électrode de zinc. Or, le courant va de la borne + vers la borne -, d'où le schéma ci contre.

b. Les électrons circulent dans les parties métalliques dans le sens inverse du courant.

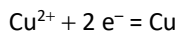
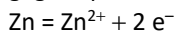
3. a. Le système chimique est le siège d'une réaction d'oxydo-réduction car il subit une transformation impliquant un transfert d'électrons.



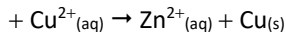
3. b. Les couples mis en jeu dans cette pile sont

$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Cu}_{(\text{s})}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$.

c. Les électrons partent de l'électrode de zinc donc le zinc est oxydé en ions zinc. Les électrons sont gagnés par les ions cuivre qui sont donc réduits en cuivre :



d. Par conséquent, l'équation de la réaction qui se produit lorsque la pile débite un courant est : $\text{Zn}_{(\text{s})}$



La quantité de matière des réactifs $\text{Zn}_{(\text{s})}$ et $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ diminue donc, tandis que celle des produits $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Cu}_{(\text{s})}$ augmente.

4. La pile ne peut pas fonctionner indéfiniment car un au moins des réactifs sera intégralement consommé si la réaction est totale.

66 La quantité de matière de chlorure de radium dissous est $n_1 = \frac{m_1}{M_{\text{Ra}} + 2M_{\text{Cl}}}$.

L'équation de la réaction de dissolution du chlorure de radium est $\text{RaCl}_{2(\text{s})} \rightarrow \text{Ra}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$

La quantité de matière d'ions chlorure introduits en solution est donc :

$$n_2 = 2n_1 = \frac{2m_1}{M_{\text{Ra}} + 2M_{\text{Cl}}}$$

La réaction entre les ions chlorure et les ions argent est $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})}$

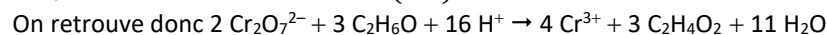
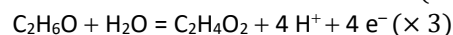
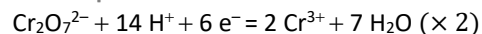
Cette réaction de précipitation consomme tous les ions chlorure initialement présents car les ions argent sont apportés en excès. Elle produit donc autant de chlorure d'argent qu'il y avait d'ions chlorure initialement, soit une quantité n_2 . La masse de chlorure d'argent produit est donc :

$$m_2 = n_2(M_{\text{Ag}} + M_{\text{Cl}}) \text{ soit } m_2 = 2m_1 \frac{M_{\text{Ag}} + M_{\text{Cl}}}{M_{\text{Ra}} + 2M_{\text{Cl}}} \text{ d'où l'on extrait } M_{\text{Ra}} = \frac{2m_1}{m_2} (M_{\text{Ag}} + M_{\text{Cl}}) - 2M_{\text{Cl}}$$

soit $M_{\text{Ra}} = 226,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

67

Question préliminaire



Problème

À l'aide de la photo, on estime que la moitié environ de la masse totale de cristaux a été transformée.

Soit m_1 cette masse, M_1 la masse molaire du dichromate de potassium. La quantité de matière de

dichromate ayant réagi est $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = 4,3 \times 10^{-6} \text{ mol}$.

Dressons un tableau d'avancement pour la réaction étudiée, supposée totale.

		2 Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 3 C ₂ H ₆ O + 16 H ⁺ → 4 Cr ³⁺ + 3 C ₂ H ₄ O ₂ + 11 H ₂ O					
Avancement	Quantité de matière de...	Cr ₂ O ₇ ²⁻	C ₂ H ₆ O	H ⁺	Cr ³⁺	C ₂ H ₄ O ₂	H ₂ O
0	...apportée à l'état initial	$n_1 = 4,3 \times 10^{-6}$ mol	$n_2 = 6,4 \times 10^{-6}$ mol	Excès	0	0	Solvant
x	...en cours de réaction	$n_1 - 2x$	$n_2 - 3x$	Excès	$4x$	$3x$	Solvant
$x_f = x_{\max}$...présente à l'état final	$n_1 - 2x_{\max} = 0$	$n_2 - 3x_{\max} = 0$	Excès	$4x_{\max} = 8,5 \times 10^{-6}$ mol	$3x_{\max} = 6,4 \times 10^{-6}$ mol	Solvant

D'après ce tableau, les quantités de matière des réactifs consommées sont telles que $n_1 - 2x_{\max} = 0$ et $n_2 - 3x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = \frac{n_1}{2}$ et $n_2 = 3x_{\max} = \frac{3n_1}{2} = 6,4 \times 10^{-6}$ mol.

Soit m_2 la masse d'éthanol expiré et M_2 la masse molaire de l'éthanol : $m_2 = n_2 M_2 = 2,9 \times 10^{-4}$ g.

Cette masse d'éthanol est celle qui est présente dans 1,0 L d'air expiré donc la teneur en éthanol de l'air expiré est $2,9 \times 10^{-4}$ g·L⁻¹.

Or, d'après le document 2, le taux d'alcool sanguin est 2 000 fois supérieur à la teneur dans l'air, donc il vaut ici 0,59 g·L⁻¹.

Par conséquent, ce taux étant supérieur au taux limite de 0,50 g·L⁻¹, le conducteur ne peut pas conduire.

68

Question préliminaire

Le volume total V de tartre déposé sur le tambour est approximativement égal au produit de l'aire de la surface extérieure S du tambour par l'épaisseur ℓ de la couche.

$$V = (2\pi R^2 + 2\pi R h)\ell = 2,0 \times 10^{-5} \text{ m}^3.$$

Problème

La masse de tartre déposé est $m = \rho V = 53$ g.

La quantité de matière de tartre correspondante est $n = \frac{m}{M} = 0,53$ mol.

Soit c' la concentration en ions H₃O⁺_(aq) et V' le volume du flacon.

La quantité de matière d'ions H₃O⁺_(aq) dans le détartrant est $n' = c'V' = 1,8$ mol.

Dressons un tableau d'avancement pour la réaction, supposée totale, qui se produit entre les ions H₃O⁺ et le tartre.

		2 H ₃ O ⁺ _(aq) + CaCO _{3(s)} → Ca ²⁺ _(aq) + CO _{2(g)} + 3 H ₂ O _(\ell)				
Avancement	Quantité de matière de...	H ₃ O ⁺ _(aq)	CaCO _{3(s)}	Ca ²⁺ _(aq)	CO _{2(g)}	H ₂ O
0	...apportée à l'état initial	$n' = 1,8$ mol	$n = 0,53$ mol	0	0	Solvant
x	...en cours de réaction	$n' - 2x$	$n - x$	x	x	Solvant
$x_f = x_{\max}$...présente à l'état final	$n' - 2x_{\max} = 0,74$ mol	$n - x_{\max} = 0$	$x_{\max} = 0,53$ mol	$x_{\max} = 0,53$ mol	Solvant

Si H₃O⁺_(aq) est le réactif limitant, $n' - 2x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = \frac{n'}{2} = 0,90$ mol.

Si CaCO_{3(s)} est le réactif limitant, $n - x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = n = 0,53$ mol.

La plus petite valeur de ces valeurs de x_{\max} ne peut être dépassée, donc $x_{\max} = 0,53$ mol : c'est le tartre qui est en défaut.

Par conséquent, le flacon de détartrant suffit pour détartrer tout le tambour.

69 Soit V_2 le volume, m_2 la masse et n_2 la quantité de matière de bioéthanol nécessaire pour faire fonctionner tout le parc automobile français : $n_2 = \frac{\rho V_2}{M_2} = 4 \times 10^{10}$ mol.

Dressons un tableau d'avancement pour la réaction permettant de produire le bioéthanol.

		$C_{12}H_{22}O_{11}$	+	H_2O	\rightarrow	$4 C_2H_6O$	+	$4 CO_2$
Avancement	Quantité de matière de...	$C_{12}H_{22}O_{11}$		H_2O		C_2H_6O		CO_2
0	...apportée à l'état initial	$n_1 = 1 \times 10^{10}$ mol		Solvant		0		0
x	...en cours de réaction	$n_1 - x$		Solvant		$4x$		$4x$
$x_f = x_{\max}$...présente à l'état final	$n_1 - x_{\max} = 0$		Solvant		$4x_{\max} = n_2 = 4 \times 10^{10}$ mol		$4x_{\max} = n_2 = 4 \times 10^{10}$ mol

D'après ce tableau, $n_2 = 4x_{\max}$ et $n_1 - x_{\max} = 0$ donc $x_{\max} = n_1 = \frac{n_2}{4} = 1 \times 10^{10}$ mol.

La masse de saccharose nécessaire est $m_1 = n_1 M_1 = 4 \times 10^{12}$ g = 1×10^6 t.

Or, si m est la masse de betteraves nécessaire, $m_1 = 0,195m$, donc $m = \frac{m_1}{0,195} = 2 \times 10^7$ t.