

PHYSIQUE-CHIMIE

Première Générale

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1h30

L'usage d'une calculatrice EST autorisé
Le sujet doit être rendu avec la copie

EXERCICE I : EQUATION BILAN

Ecrire les demi-équations électroniques et les équations-bilan associées aux transformations suivantes :

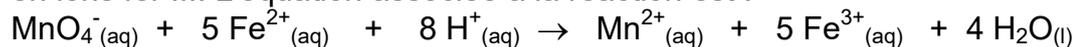
- 1) Les protons réagissent avec le zinc métallique.
- 2) L'eau oxygénée H_2O_2 réagit avec les ions iodure.
- 3) Les ions permanganate MnO_4^- réagissent avec les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$
- 4) L'eau oxygénée H_2O_2 réagit sur elle-même.

Données : couples doxydoréduction

- MnO_4^- / Mn^{2+}
- Fe^{3+} / Fe^{2+}
- I_2 / I^-
- $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$
- Fe^{2+} / Fe
- H^+ / H_2
- Zn^{2+} / Zn
- H_2O_2 / H_2O
- O_2 / H_2O_2

Exercice 2 TABLEAU D'AVANCEMENT

Les ions permanganates, violets, réagissent sur les ions fer II en milieu acide pour les transformer en ions fer III. L'équation associée à la réaction est :



Aux concentrations utilisées, seuls les ions permanganates sont notablement colorés.

Dans un bécher, on introduit $v_1 = 10,0$ mL de solution de sulfate de fer II de concentration $c_1 = 0,055 \text{ mol.L}^{-1}$ et $v = 5,0$ mL de solution acide contenant des protons H^+ de concentration $c = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$.

On ajoute $v_2 = 4,0$ mL de solution de permanganate de potassium de concentration $c_2 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$.

Le mélange est incolore.

1. Faire le bilan des espèces présentes à l'état initial. Quel est le réactif limitant ? (Justifier par un calcul).
2. Construire le tableau d'avancement de la réaction.
3. Faire le bilan de matière à l'état final.
4. En déduire la concentration des ions fer III à l'état final.
5. Ecrire l'équation-bilan de cette transformation en milieu basique (les ions hydroxyde interviennent).

Equation	$\text{MnO}_4^-{}_{(\text{aq})}$	+ $5 \text{Fe}^{2+}{}_{(\text{aq})}$	+ $8 \text{H}^+{}_{(\text{aq})}$	→ $\text{Mn}^{2+}{}_{(\text{aq})}$	+ $5 \text{Fe}^{3+}{}_{(\text{aq})}$	+ $4 \text{H}_2\text{O}{}_{(\text{l})}$
Initial						-
Au cours de la transformation						-
Final						-

EXERCICE 3 : DOSAGE

Deux élèves découvrent un vieux flacon de Bétadine dans une armoire de Suscinio. Ils se demandent si ce flacon est encore utilisable et décident de doser le diiode contenu dans ce flacon en réalisant un dosage par titrage direct.



Les molécules de diiode I_2 et les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ réagissent entre eux.

Les couples rédox sont :



Ils réalisent le protocole permettant de réaliser les opérations suivantes :

- Introduire, dans un bécher, un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ de solution de bétadine diluée de concentration molaire C_1 . Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon pour mieux percevoir la présence de diiode : en sa présence, il forme une espèce colorée bleu-nuit.
- Remplir une burette graduée avec une solution de thiosulfate de sodium de concentration molaire $C_2 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Ils mesurent le volume $V_{eq} = 7,8 \text{ mL}$ versé à l'équivalence.

- 1) Schématiser le dispositif expérimental de dosage mis en œuvre.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
- 3) Définir le terme « équivalence » d'un dosage.
- 4) Expliquer le changement de couleur qu'observent les élèves à l'équivalence du dosage.
- 5) Ecrire la relation mathématique vérifiée à l'équivalence.
- 6) En déduire la concentration de la solution de Bétadine diluée.
- 7) Sachant que la Bétadine a été diluée 100 fois pour ce dosage, en déduire la concentration de la solution Bétadine commerciale non-diluée.
- 8) Conclure en comparant à l'indication de l'étiquette : « 900 mg de diiode pour 10 mL »
Donnée : masse molaire de l'iode $M(I) = 131,0 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICE 4 : BADGES A COMPLETER DIRECTEMENT SUR LE SUJET

1) Convertir les chiffres suivants dans l'unité demandée, présenter le résultat en notation scientifique.

3 mm	cm	dm	m
740 nm	m	mm	μm

2) Faire les calculs suivants et noter les résultats avec le bon nombre de chiffres significatifs

$5,1 \cdot 10^8 \times 2,0456 \cdot 10^{-6} =$	
$\frac{380 \cdot 10^8}{3,2 \cdot 10^{-6} \times 5,57} =$	

3) On mélange 20,0 mL d'une solution aqueuse de peroxydisulfate ($S_2O_8^{2-}$) de concentration $c_1 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ avec une solution aqueuse contenant des ions iodure I^- de concentration $c_2 = 5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer la quantité de matière de chaque ion introduit.

Relation à utiliser	Relations appliquées et application numérique
$c = \frac{n}{V}$	

Un pâtissier dispose d'un sirop de sucre commercial dont la concentration en saccharose est $C_{m0} = 17,1 \text{ g.L}^{-1}$. Il mélange 200 mL de sirop commercial et le volume suffisant d'eau pour obtenir 1,00 L de sirop léger. Calculer sa concentration massique en saccharose.

Relation(s) à utiliser	Relation(s) appliquée(s) à l'exercice et application numérique
Facteur de dilution $F = \frac{C_{m\grave{e}re}}{C_{fille}} = \frac{V_{fille}}{V_{m\grave{e}re}}$	

**CORRECTION DEVOIR SURVEILLE N°3 CH02 CH03 PHYSIQUE-CHIMIE
1G**

EXERCICE I : EQUATION BILAN

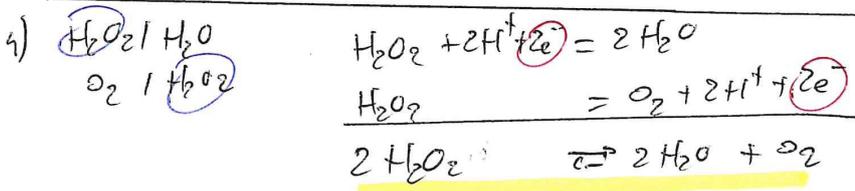
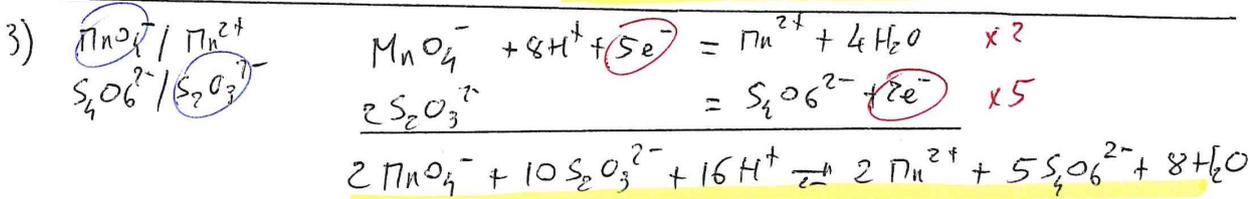
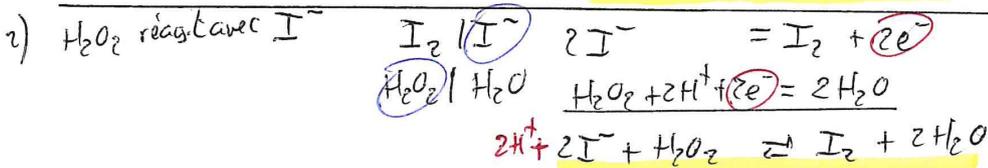
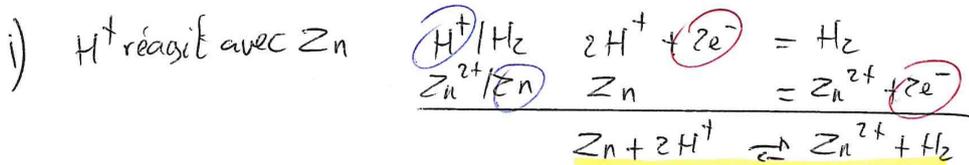
Ecrire les demi-équations électroniques et les équations-bilan associées aux transformations suivantes :

- 1) Les protons réagissent avec le zinc métallique.
- 2) L'eau oxygénée H_2O_2 réagit avec les ions iodure.
- 3) Les ions permanganate MnO_4^- réagissent avec les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$
- 4) L'eau oxygénée H_2O_2 réagit sur elle-même.

Données : couples doxydoréduction

- | | |
|-------------------------------|-------------------|
| ▪ MnO_4^- / Mn^{2+} | ▪ H^+ / H_2 |
| ▪ Fe^{3+} / Fe^{2+} | ▪ Zn^{2+} / Zn |
| ▪ I_2 / I^- | ▪ H_2O_2 / H_2O |
| ▪ $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$ | ▪ O_2 / H_2O_2 |
| ▪ Fe^{2+} / Fe | |

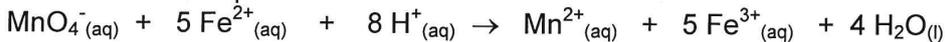
4 pts : bilan
 2 pts : 1/2 équation



Exercice 2 TABLEAU D'AVANCEMENT

16

Les ions permanganates, violets, réagissent sur les ions fer II en milieu acide pour les transformer en ions fer III. L'équation associée à la réaction est :



Aux concentrations utilisées, seuls les ions permanganates sont notablement colorés.

Dans un bécher, on introduit $v_1 = 10,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate de fer II de concentration $c_1 = 0,055 \text{ mol.L}^{-1}$ et $v = 5,0 \text{ mL}$ de solution acide contenant des protons H^+ de concentration $c = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$.

On ajoute $v_2 = 4,0 \text{ mL}$ de solution de permanganate de potassium de concentration $c_2 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$.
Le mélange est incolore.

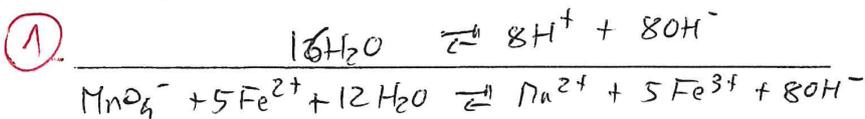
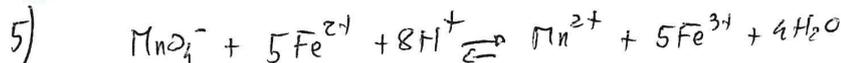
1. Faire le bilan des espèces présentes à l'état initial. Quel est le réactif limitant ? (Justifier par un calcul).
2. Construire le tableau d'avancement de la réaction.
3. Faire le bilan de matière à l'état final.
4. En déduire la concentration des ions fer III à l'état final.
5. Ecrire l'équation-bilan de cette transformation en milieu basique (les ions hydroxyde interviennent).

Equation <i>mol</i>	$\text{MnO}_4^- (\text{aq})$	$+ 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$	$+ 8 \text{H}^+ (\text{aq})$	\rightarrow	$\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$	$+ 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq})$	$+ 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
Initial ①	$c_2 v_2 = 4,0 \cdot 10^{-3} \cdot 0,025 = 1,0 \cdot 10^{-4}$	$c_1 v_1 = 10,0 \cdot 10^{-3} \cdot 0,055 = 5,5 \cdot 10^{-4}$	$c \cdot v = 5,0 \cdot 10^{-3} \cdot 1 = 5,0 \cdot 10^{-3}$		0	0	-
Au cours de la transformation ①	$1,0 \cdot 10^{-4} - x$	$5,5 \cdot 10^{-4} - 5x$	$5,0 \cdot 10^{-3} - 8x$		x	$5x$	-
Final ①	0	$0,5 \cdot 10^{-4}$	$4,2 \cdot 10^{-4}$		$1,0 \cdot 10^{-4}$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	-

Réactif limitant:

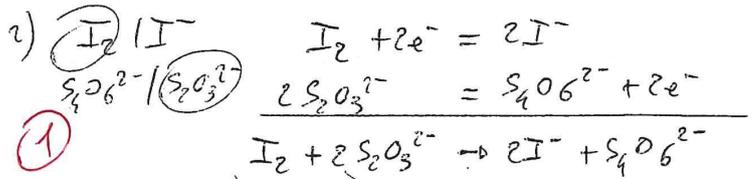
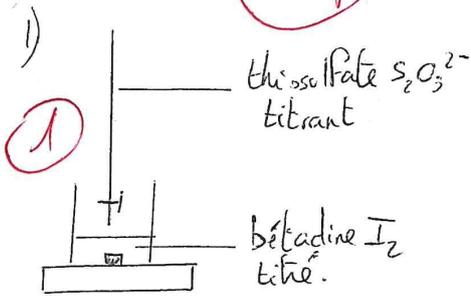
① $x_F = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = \frac{n(\text{MnO}_4^-)}{1} < \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5} = 1,1 \cdot 10^{-4} < \frac{n(\text{H}^+)}{8} = 6,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

① 4) A l'état final: $n(\text{Fe}^{3+}) = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ $[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n(\text{Fe}^{3+})}{v + v_1 + v_2} = \frac{5,0 \cdot 10^{-4}}{(5,0 + 10,0 + 4,0) \cdot 10^{-3}} = 2,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$



Exercice 3.

18pts



3) l'équivalence est atteinte lorsque les réactifs sont dans les proportions stoechiométriques:

ici
$$\frac{n(\text{I}_2)}{1} = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} \leftarrow \text{coeff stoechiométrique}$$

4) Au début du dosage: I_2 est prédominant dans le bécher, le milieu est orange (couleur du diiode)

A l'équivalence: tout le diiode I_2 est consommé, le milieu passe à l'incolore

5)
$$\frac{n(\text{I}_2)}{1} = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$$

6)
$$[\text{I}_2] \cdot V_1 = \frac{C_2 \cdot V_{\text{eq}}}{2}$$

on utilise la relation $n = c \cdot v$

$[\text{I}_2]$: concentration de Bétadine diluée

V_{eq} : volume de titrant $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ versé à l'équivalence

$$[\text{I}_2] = \frac{C_2 \cdot V_{\text{eq}}}{2 V_1} \quad [\text{I}_2] = \frac{1,00 \cdot 10^{-2} \cdot 7,8 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 20,0 \cdot 10^{-3}} = 3,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

7) Solution commerciale $C_{\text{exp}} = 100 \cdot [\text{I}_2] = 100 \cdot 3,9 \cdot 10^{-3} = 3,9 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

8) il faut convertir "900 mg" en mol.

1) $n_c(\text{I}_2) = m / M(\text{I}_2) = 0,9 / 262 = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

concentration molaire correspondante: $C_c = \frac{n_c(\text{I}_2)}{V_c} = \frac{3,4 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} = 0,34 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Conclusion: $C_{\text{exp}} < C_c$ on ne retrouve pas la valeur de la concentration en diiode

EXERCICE 4 : BADGES A COMPLETER DIRECTEMENT SUR LE SUJET

1) Convertir les chiffres suivants dans l'unité demandée, présenter le résultat en notation scientifique.

3 mm	0,3 = $3 \cdot 10^{-1}$ cm	$3 \cdot 10^{-2}$ dm	$3 \cdot 10^{-3}$ m
740 nm	$740 \cdot 10^{-9}$ m = $7,40 \cdot 10^{-7}$ m	$7,40 \cdot 10^{-7} / 10^{-3} = 7,40 \cdot 10^{-4}$ mm	$7,40 \cdot 10^{-7} / 10^{-6} = 7,40 \cdot 10^{-1}$ μ m

2) Faire les calculs suivants et noter les résultats avec le bon nombre de chiffres significatifs

$5,1 \cdot 10^8 \times 2,0456 \cdot 10^{-6} = 1,0 \cdot 10^3$	2 CS
$\frac{380 \cdot 10^8}{3,2 \cdot 10^{-6} \times 5,57} = 2,1 \cdot 10^{15}$	2 CS

3) On mélange 20,0 mL d'une solution aqueuse de peroxodisulfate ($S_2O_8^{2-}$) de concentration $c_1 = 1,00 \cdot 10^{-1}$ mol.L⁻¹ avec une solution aqueuse contenant des ions iodure I⁻ de concentration $c_2 = 5,00 \cdot 10^{-1}$ mol.L⁻¹. Calculer la quantité de matière de chaque ion introduit.

Relation à utiliser	Relations appliquées et application numérique
$c = \frac{n}{V}$	$n(S_2O_8^{2-}) = c_1 \times V_1 = 1,00 \cdot 10^{-1} \times 20,0 \cdot 10^{-3} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $n(I^-) = c_2 \times V_2 = 5,00 \cdot 10^{-1} \times 10,0 \cdot 10^{-3} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Un pâtissier dispose d'un sirop de sucre commercial dont la concentration en saccharose est $C_{m0} = 17,1$ g.L⁻¹. Il mélange 200 mL de sirop commercial et le volume suffisant d'eau pour obtenir 1,00 L de sirop léger. Calculer sa concentration massique en saccharose.

Relation(s) à utiliser	Relation(s) appliquée(s) à l'exercice et application numérique
Facteur de dilution $F = \frac{C_{m\grave{e}re}}{C_{fille}} = \frac{V_{fille}}{V_{m\grave{e}re}}$	$F = \frac{V_1}{V_0} = \frac{C_{m0}}{C_{m1}}$ $F = \frac{V_1}{V_0} = \frac{1,00}{0,200} = 5,00$ $C_{m1} = \frac{C_{m0}}{F} = \frac{17,1}{5,00} = 3,42 \text{ g.L}^{-1}$