Bilan d'une opération «Protocole opératoire en Première S»

par Josette CARRETTO
Université Paris-Sud-Orsay
et par Madeleine SONNEVILLE
Lycée Lakanal Sceaux

Nous avons souhaité réaliser l'expérience dont nous rendons compte ici pour les raisons suivantes :

- l'introduction dans l'épreuve de Sciences Physiques du baccalauréat d'un exercice relatif à un protocole opératoire : cette introduction entraîne une nouvelle réflexion sur les travaux pratiques, tant en Terminale qu'en Première S ;
- la nécessité d'assurer le plus largement possible la diffusion des idées et des pratiques expérimentées dans les centres de préparation aux Olympiades Nationales de la Chimie ;
- la nécessité enfin de concevoir et de tester des exercices d'un genre nouveau permettant d'évaluer le travail expérimental tout au long de l'année scolaire.

Le Comité National des Olympiades de la Chimie ayant exprimé le souhait de voir le travail de préparation commencer en classe de Première dans le cadre de l'horaire normal des élèves, nous avons décidé de nous adresser à ces classes de la manière suivante.

Nous avons proposé aux professeurs des classes de Première S des lycées de l'Académie de Versailles de participer en mai 90 à un exercice commun portant sur un protocole opératoire destiné à cette classe : bien entendu, il ne s'agissait nullement d'une compétition interclasse ou interétablissement, mais bien d'une expérience pédagogique dont nous essaierons ici de tirer quelques conclusions.

Nombre de lycées contactés en janvier 90 : tous ceux de l'académie, soit 110 établissements publics.

Nombre de lycées intéressés par l'opération : 21, représentant 104

classes qui acceptaient de participer ; tous ceux-là ont donc reçu en mai 90 les documents de travail permettant aux élèves de composer sur le sujet reproduit plus loin.

Nombre de lycées ayant renvoyé leurs conclusions et commentaires après l'opération : 17 établissements représentant 41 classes soit environ 38 professeurs. C'est à partir de leur contribution que nous essayons ci-dessous de dégager quelques tendances : nous les remercions tous pour leur collaboration.

1. LE SUJET (voir annexe ci-après)

Pour cette expérience, nous avons choisi un texte relatif à un protocole expérimental, plutôt qu'une manipulation proprement dite, afin de ne pas trop pénaliser les élèves d'établissements possédant encore peu de matériel.

Le sujet n'en est pas original, puisqu'il s'agit du dosage du dioxygène dissous dans l'eau par la méthode de Winckler : cette manipulation a fait l'objet, à plusieurs reprises, d'épreuves académiques des Olympiades Nationales de la Chimie. Nous avons eu l'occasion de la tester en tout début de classe Terminale au sein d'un groupe de candidats aux Olympiades Nationales de la Chimie et il nous a semblé que le sujet pouvait s'adapter facilement à la fin de la classe de Première S, à condition que la compréhension en soit guidée par un découpage très progressif des questions.

Certaines questions ont ici un libellé très légèrement différent de celles posées dans le sujet proposé aux élèves : nous avons pris le parti d'exploiter, dans ce compte-rendu, les remarques souvent convergentes des professeurs au sujet de questions parfois ambiguës et mal comprises par les élèves.

Nous avons suggéré, pour ce travail en temps limité, une durée (laissée à l'appréciation des professeurs) comprise entre 1 heure 30 et 2 heures : beaucoup ont estimé que la durée de 1 heure 30 était suffisante voire largement suffisante.

2. LES RÉACTIONS DES ÉLÈVES

2.1. Attitude face au sujet

Surprise face à un genre de travail inhabituel dans certaines classes, tandis que d'autres ont retrouvé avec enthousiasme un type d'exercice déjà pratiqué en cours d'année. Les premiers n'ont pas « aimé » le sujet et semblent avoir eu des difficultés à y « entrer » et à jouer le jeu de l'analyse des données en rapport avec les questions posées : cette difficulté trouve sans doute son origine dans le fait que la forme de l'exercice les a dérouterés. La longueur de l'énoncé semble aussi avoir gêné certains.

Parmi les réactions positives souvent exprimées :

- « je n'étais pas stressé comme pour les autres contrôles. »
- « Sujet sécurisant car la réflexion est guidée. »
- « J'ai pris plaisir à le faire. »

2.2. Intérêt du sujet

- « Sujet original y compris dans sa présentation, plus agréable qu'un devoir classique. »
- « L'expérience décrite est intéressante. »
- « Il est intéressant d'imaginer une manipulation, a priori complexe, au fil de la lecture de l'énoncé. »
- « Il est intéressant de devoir répondre aux questions posées en allant chercher à chaque fois les réponses dans le texte et les données. »

Parmi les élèves qui déclarent avoir été intéressés, certains regrettent bien entendu de ne pas avoir pu réaliser la manipulation.

2.3. Difficulté du sujet

Difficile à la première lecture : difficultés à s'y retrouver, plusieurs solutions aqueuses, grand nombre de questions...

Mais « finalement... dans l'ensemble plus facile qu'un contrôle normal ».

« Questions indépendantes : c'est bien. »

Nous prenons le parti de considérer comme positives toutes les

réactions d'élèves (et de professeurs) évoquant un sujet (trop) facile, ne nécessitant pas de connaissances encyclopédiques, des questions progressives et (trop) détaillées dont des éléments de réponses sont fournis dans l'énoncé..., et ceci bien que les auteurs de ces remarques expriment parfois alors leur regret de n'avoir pas eu affaire à un sujet d'un genre différent...

2.4. Présentation matérielle

Le sujet (énoncé-question-calculs) tenait sur 5 pages format 21 × 29,7 (ce qui nous semblait déjà beaucoup) et les élèves devaient répondre directement sur les feuilles questions-calculs. Ils ont regretté :

- d'avoir beaucoup de choses à lire,
- de n'avoir pas assez de place pour répondre (pour certains) tandis que d'autres étaient encombrés par un trop grand nombre de pages...,
- que les données soient trop tassées, pas assez aérées, et le texte mal disposé à leur goût...

Ce genre d'exercice requiert évidemment des énoncés très longs en raison des explications à fournir :

- C'est l'introduction, situant le sujet dans un cadre plus large (ici la pollution des eaux naturelles), qui prend le sujet intéressant pour les élèves ; elle nous semble indispensable.
- Principe, données, mode opératoire doivent être clairement dissociés, puisque le but de l'exercice est de faire pratiquer à l'élève une démarche de va-et-vient entre la réalisation pratique et ses fondements théoriques.
- La facilité de correction exige enfin que les questions et calculs soient regroupés sur le document qui est remis au professeur.

3. LES RÉACTIONS DES PROFESSEURS

3.1. Attitude face au sujet

- Scepticisme voire rejet chez certains... les mêmes regrettant «des questions qui guident trop»... ou «un exercice classique qui devient trop simple tant il est fragmenté»...
- Un aspect positif souligné : la recherche d'un sujet d'un type nouveau. Certains professeurs remarquent que ce mode de travail, auquel les élèves sont peu accoutumés, nécessite un certain sens de la recherche et de la réflexion scientifique puisque l'information est

donnée en bloc au début et que les élèves doivent aller la rechercher au fur et à mesure de leurs besoins.

«Cela nous change de la structure habituelle où les informations sont données au fur et à mesure et adaptées aux besoins de la question posée.»

«Une telle démarche est très riche et très enrichissante : elle permet de développer des qualités d'analyse et de synthèse chez nos élèves ; expérience à poursuivre.»

«L'intérêt réside dans la mise en condition des élèves vis-à-vis d'un sujet neuf.»

– Parmi ceux qui sont déjà fortement impliqués dans les Olympiades de la Chimie : «sujet très intéressant, utilisant très bien les connaissances des élèves sur l'oxydo-réduction.»

3.2. Difficultés

Les élèves ne sont pas habitués aux couples rédox en milieu basique : les professeurs ont donc décidé, selon les établissements :

– soit d'étudier en classe, quelques jours auparavant, un exemple de réaction rédox en milieu basique : oxydation des sucres par la liqueur de Fehling (exercice anticipant sur le programme de Terminale) en relation avec le cours sur l'oxydation des alcools et le cours de biologie ;

– soit de leur faire exploiter la démarche vue à propos de l'électrolyse ;
– soit encore (lorsque l'électrolyse n'était pas encore traitée) de guider les élèves en début d'exercice afin qu'ils ne restent pas «bloqués» par des questions difficiles ;

– soit enfin de faire réaliser la manipulation en séance de travaux pratiques quelques jours avant le devoir, les professeurs expliquant, au cours de cette séance de T.P. comment équilibrer une demi-équation rédox en milieu basique, ce qui n'avait jamais été vu auparavant.

Quelle que soit la démarche retenue, elle a visé à permettre à l'élève de mener le devoir à son terme.

3.3. Faisabilité du T.P. dans une classe de Première

Quelques réactions :

- «Ce T.P. me paraît tout à fait faisable et même riche et particulièrement intéressant.»
- «Joli T.P. pour une classe de première S.»
- «Un tel T.P. pourrait être mis en place dès l'année prochaine et étudié au moment du dosage du diiode par le thiosulfate.»

Trois classes (lycée la Bruyère-Versailles et lycée de l'Essouriau-les Ulis) ont réalisé la manipulation en travaux pratiques (durée 1 heure 30). Elle a semblé bien adaptée aux élèves de première S sur le plan expérimental.

Les réticences exprimées par certains concernent la manipulation de l'acide sulfurique à 25% dans les établissements où l'on ne dispose pas d'un évier par paillasse. L'addition de l'acide sulfurique concentré dans un flacon fermé par un bouchon de caoutchouc et donc déjà presque plein entraîne quasi inévitablement le débordement de l'acide sur les parois : il est donc indispensable, si l'on ne dispose pas d'un évier par paillasse, de travailler dans un cristalliseur ou une petite cuvette en plastique pour d'évidentes raisons de sécurité, et, dans tous les cas, d'arroser les parois extérieures du flacon avec de l'eau contenue dans une pissette. Notons que la manipulation a été réalisée, dans ces conditions, pendant les T.P. des Olympiades Internationales de la Chimie à Paris le 11 juillet 90 et qu'aucun problème sérieux n'est apparu.

Il nous semble que la durée de 1 heure 30 ne permet pas de faire, dans de bonnes conditions, à la fois la manipulation et l'interprétation théorique, ce qui serait pourtant l'idéal : sans doute est-il souhaitable de dissocier, dans le cadre des horaires actuels, l'exercice d'interprétation théorique de la réalisation en travaux pratiques, l'interprétation précédant autant que possible la séance de T.P.

3.4. Résultats

La note moyenne dans une classe est très variable : de 17/25 à 9,3/25. Cette dispersion illustre sans doute le fait que, dans certaines classes, le type d'exercice proposé n'était pas entièrement nouveau alors qu'il l'était ailleurs.

Les avis s'accordent sur les faits suivants :

- les «très bons» élèves et les élèves « scolaires », c'est-à-dire ceux qui

réussissent bien d'habitude ont relativement moins bien réussi qu'à l'ordinaire ;

– ceux qui peinent d'habitude sur le plan théorique (et qui sont en général les plus intéressés par les T.P.) ont bien réussi : certains obtiennent des notes comprises entre 15 et 18 sur 25, y compris une élève qui se destine à une classe de terminale A.

Un exercice de ce type peut donc fournir, à des élèves qui ne réussissent pas très bien d'habitude, l'occasion de faire preuve de capacités différentes. Ne serait-ce que pour mettre en évidence ce résultat, l'expérience méritait d'être tentée. La longueur du sujet et la difficulté de mise au point d'un exercice de ce type empêchent certes de le pratiquer plus d'une ou deux fois dans l'année, surtout si on souhaite réaliser la manipulation associée.

Signalons simplement en conclusion que plusieurs professeurs ont exprimé le souhait de renouveler une telle expérience une autre année...

Liste des établissements ayant participé à l'opération :

Lycées des Yvelines :

J.B. Poquelin St-Germain en Laye (1 classe)

Bascan à Rambouillet (2 classes)

La Bruyère à Versailles (2 classes)

Hoche à Versailles (3 classes)

Polyvalent à Marly-le-Roi (1 classe)

Jean Vilar à Plaisir (4 classes)

des Hauts-de-Seine :

Robert Schuman à Colombes (3 classes)

Auguste Renoir à Asnières (1 classe)

Rabelais à Meudon (4 classes)

Jacques Monod à Clamart (4 classes)

Lakanal à Sceaux (3 classes)

de l'Essone :

Marcel Pagnol à Athis-Mons (1 classe)

Georges Brassens à Evry-Courcouronnes (2 classes)

L'Essouriau aux Ulis (2 classes)

de la Vallée de Chevreuse à Gif-sur-Yvette (2 classes)

du Val d'Oise :

Fragonard à l'Isle-Adam (5 classes)

Van Gogh à Ermont (1 classe).

Annexe 1 : énoncé du sujet

DOSAGE DU DIOXYGÈNE DISSOUS DANS L'EAU

La présence de dioxygène dans l'eau est nécessaire à l'équilibre biologique de la flore et de la faune aquatiques : sans lui, aucune vie normale ne peut se développer dans les eaux naturelles.

Le dioxygène est légèrement soluble dans l'eau : les eaux de rivière ou les eaux lacustres, exposées à l'air ambiant, en referment naturellement, les fleuves et les ruisseaux à courant rapide étant alors favorisés. Toutefois, la source la plus importante de dioxygène dans l'eau réside dans la production des végétaux aquatiques.

Une eau polluée peut présenter (parmi de nombreux défauts) une déficience en dioxygène dissous et la détermination des qualités d'une eau comporte donc (parmi d'autres mesures) le dosage du dioxygène dissous dans cette eau.

La méthode décrite ici est appliquée au dosage du dioxygène dissous dans l'eau du robinet.

1. PRINCIPE

On utilise la suite de réactions d'oxydo-réduction présentée ci-dessous.

1) En milieu basique, le dioxygène dissous dans l'eau oxyde l'hydroxyde de manganèse-II Mn(OH)_2 en dioxyde de manganèse MnO_2 .

2) En milieu acide, le dioxyde de manganèse oxyde les ions iodure I^- en diiode I_2 .

3) Le diiode formé est alors dosé par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (en solution $2 \text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$).

2. DONNÉES

Elles doivent vous servir à répondre aux questions posées dans la suite du texte.

1) En milieu basique, le manganèse-II se trouve dans le précipité blanc-rosé d'hydroxyde de manganèse-II. En milieu acide, le manganèse-II est présent dans l'eau sous forme d'ions Mn^{2+} .

2) Le dioxyde de manganèse MnO_2 est un solide brun insoluble dans l'eau.

3) Potentiels standard d'oxydo-réduction :

$\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$	milieu acide	1,23 Volt
$\text{MnO}_2/\text{Mn(OH)}_2$	milieu basique	0,30 Volt
$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	milieu acide	1,23 Volt
	milieu basique	0,75 Volt
I_2/I^-		0,62 Volt
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$		0,05 Volt

4) Les solutions aqueuses de diiode sont de couleur jaune-brun.

5) Masses molaires atomiques de quelques éléments en grammes / mole :

Mn 54,9 S 32 Na 23 I 127 O 16 H 1 Cl 35,5

6) On prendra comme valeur du volume molaire du dioxygène $22,4 \text{ l.mol}^{-1}$.

3. MODE OPÉRATOIRE

1) Remplir à ras un flacon bouchant hermétiquement avec de l'eau du robinet ; y introduire 2 ou 3 billes de verre qui permettront d'agiter en l'absence de bulles d'air. Ajouter alors dans le flacon 0,5 g de chlorure de manganèse-II cristallisé puis 4 pastilles d'hydroxyde de sodium. Boucher le flacon en chassant l'excès d'eau. Agiter énergiquement et laisser reposer quelques minutes.

Répondre aux questions 1 2 3 4 5 directement sur les feuilles numérotées 3, 4, 5

2) Poser le flacon au fond de l'évier. Le déboucher et ajouter avec précaution de l'acide sulfurique à 25% jusqu'au bord. Remettre le bouchon, rincer l'extérieur du flacon et agiter.

Répondre à la question 6

3) Peser 1g d'iodure de potassium cristallisé et l'ajouter au contenu du flacon ; reboucher et agiter jusqu'à disparition du précipité et coloration en jaune-brun.

Répondre aux questions 7 8

4) Prélever 100 cm³ de la solution limpide ; verser sans pertes dans un erlenmeyer de 300 cm³ et doser par le thiosulfate de sodium à 0,01 mol/l jusqu'à disparition de la coloration jaune.

Répondre aux questions 9 10 11 12

Vous ferez ensuite les CALCULS de la page 5.

NOM DE L'ÉLÈVE	PROFESSEUR
CLASSE	ÉTABLISSEMENT
VILLE	

QUESTIONS RELATIVES AU PROTOCOLE OPÉRATOIRE :	BARÈME	POINTS
1) Écrire l'équation-bilan de la réaction de précipitation de l'hydroxyde de manganèse-II à partir de la solution contenant le chlorure de manganèse-II et l'hydroxyde de sodium.	1	
2) Écrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation de l'hydroxyde de manganèse-II en dioxyde de manganèse MnO_2 <u>en milieu basique</u> par le dioxygène dissous dans l'eau. - couple de l'hydroxyde de manganèse-II (1/2 équation rédox) - couple du dioxygène (1/2 équation rédox) - réaction	3	
3) Aurait-on pu prévoir, d'après les données, le sens de cette réaction ? Expliquer.	1	
4) Expliquer pourquoi l'oxydation du manganèse-II en manganèse-IV est réalisée en milieu basique et non pas en milieu acide.	1	
5) Quels sont les deux solides présents dans le flacon à l'issue de cette réaction, sachant que l'hydroxyde de manganèse-II est excédentaire ?	1	
6) Lorsqu'on ajoute l'acide sulfurique, l'un des solides précédents disparaît ; lequel ?	1	

	BARÈME	POINTS
<p>7) Écrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation des ions iodure par le dioxyde de manganèse en milieu acide.</p> <ul style="list-style-type: none"> - couple de l'iode (1/2 équation rédox) - couple du dioxyde de manganèse (1/2 équation rédox) - réaction 	} 3	
<p>8) Quels changements observe-t-on dans l'aspect du flacon après introduction de l'iode de potassium qui est en excès par rapport au dioxyde de manganèse ?</p>	1	
<p>9) Faire un schéma annoté du matériel employé pour le dosage.</p>	2,5	
<p>10) Écrire l'équation-bilan de la réaction du diiode par le thiosulfate. Pourquoi peut-on l'utiliser pour un dosage ?</p>	2	
<p>11) Que signifie la disparition de la couleur jaune ?</p>	1	
<p>12) La solution de thiosulfate de sodium a été obtenue en diluant une solution à 0,1 mol/l : comment et avec quel matériel doit-on effectuer cette dilution si l'on veut préparer 100 cm³ de thiosulfate à 0,01 mol/l ?</p>	1,5	

CALCULS	BARÈME	POINTS
<p>1) Quelle relation y a-t-il entre</p> <p>a) La quantité de matière (en moles) de thiosulfate versé et la quantité de matière de diiode contenu dans 100 cm^3 de solution à doser ?</p> <p>b) La quantité de matière de diiode et celle de MnO_2 formé pour 100 cm^3, dans la première étape de la manipulation ?</p> <p>c) La quantité de matière de dioxyde de manganèse et celle de dioxygène initialement présent dans 100 cm^3 d'eau ?</p> <p>d) La quantité de matière de thiosulfate versé et la quantité de matière de dioxygène dans 100 cm^3 d'eau ?</p>	2	
<p>2) Expliquez pourquoi il n'est pas nécessaire que les masses de chlorure de manganèse et d'iode de potassium soient connues avec précision.</p>	1	
<p>3) Il a fallu verser $9,20 \text{ cm}^3$ de thiosulfate à $0,01$ mole/litre pour atteindre le point d'équivalence. Calculer numériquement :</p> <p>a) la quantité de matière (en moles) de dioxygène présent dans 100 cm^3 d'eau.</p> <p>b) La concentration du dioxygène (exprimée en mg par litre d'eau) dans l'eau analysée.</p> <p>c) Le volume de dioxygène que libère l'ébullition prolongée d'un litre de cette eau, ébullition qui a pour effet d'en chasser les gaz dissous.</p>	3	

Annexe 2

	BARÈME
RÉPONSES AUX QUESTIONS	
1) $Mn^{2+} + 2 OH^{-} \rightarrow Mn(OH)_2$	
ou :	
$Mn^{2+} + 2 Cl^{-} + 2 Na^{+} + 2 OH^{-} \rightarrow Mn(OH)_2 + 2 Cl^{-} + 2 Na^{+}$	1
2) <u>couple de l'hydroxyde de manganèse</u> :	
$Mn(OH)_2 + 2 OH^{-} \rightleftharpoons MnO_2 + 2H_2O + 2e^{-}$	
(puisqu'on est en milieu basique) double flèche obligatoire dans tous les couples	1
On refusera : $Mn(OH)_2 \rightleftharpoons MnO_2 + 2H^{+} + 2e^{-}$	
<u>couple du dioxygène</u>	
$1/2 O_2 + H_2O + 2e^{-} \rightleftharpoons 2 OH^{-}$	1
et non pas : $1/2 O_2 + 2 H^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2O$	
<u>réaction</u> :	
$Mn(OH)_2 + 1/2 O_2 \rightarrow MnO_2 + H_2O$	1
refuser la double flèche	
3) On est en milieu basique :	
$E^2(O_2/H_2O) > E^0(MnO_2 / Mn(OH)_2)$	1
4) En milieu acide, les couples seraient O_2/H_2O et MnO_2/Mn^{2+} dont les potentiels standard sont trop proches (égaux).	1
5) La réaction écrite au 2) a formé un <u>précipité brun de dioxyde de manganèse MnO_2</u> ; par ailleurs il subsiste de l' <u>hydroxyde de manganèse-II</u> puisqu'il est excédentaire par rapport à la quantité d'oxygène à doser.	2 × 0,5 = 1

	BARÈME
6) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ se redissout en milieu acide. Il subsiste alors le seul précipité de MnO_2 .	1
7) <u>couple de l'iodure</u> $2 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{e}^-$	1
<u>couple de dioxyde de manganèse</u> $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1
<u>réaction</u> $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1
8) Disparition du précipité brun de MnO_2 . Solution limpide colorée en jaune-brun par le diiode.	2 × 0,5 = 1
9) <u>Erlenmeyer</u> ou becher (mais pas de verre à pied ou d'éprouvette...)	
<u>Burette</u> graduée contenant le thiosulfate de sodium	
<u>Pipette jaugée</u> de 100 cm^3 munie d'une <u>propipette</u> ou à défaut une pipette jaugée de 50 cm^3 (2 fois) ; en dernière extrémité, une éprouvette graduée de 100 cm^3 .	4 × 0,5 = 2
Agitateur magnétique si possible.	0,5
Indicateur coloré non indispensable (couleur jaune du diiode).	
10) $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ totale car $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) > E^0(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$	1
11) La disparition de la couleur jaune montre qu'il n'y a plus de diiode et donc qu'on a atteint le point d'équivalence de la réaction précédente.	1

	BAREME
<p>12) On prélève, avec <u>pipette jaugée et propipette</u>, 10 cm^3 de la solution primitive. On les introduit dans une <u>fiolle jaugée</u> de 100 cm^3 et on ajuste au trait de jauge avec de l'eau distillée.</p> <p><u>Agitation</u> indispensable.</p>	$3 \times 0,5 = 1,5$

CALCULS	BARÈME
<p>1)</p> <p>a) $n(\text{thiosulf}) = 2 n(\text{I}_2)$</p> <p>b) $n(\text{I}_2) = n(\text{MnO}_2)$</p> <p>c) $n(\text{MnO}_2) = 2 n(\text{O}_2)$</p> <p>d) $n(\text{thiosulf}) = 4 n(\text{O}_2)$</p>	<p style="text-align: center;">$4 \times 0,5 = 2$</p>
<p>2) Il suffit que le chlorure (ou l'hydroxyde) de manganèse soit excédentaire par rapport à l'oxygène et que l'iodure de potassium soit excédentaire par rapport au dioxyde de manganèse formé.</p>	<p style="text-align: center;">$2 \times 0,5 = 1$</p>
<p>3)</p> <p>a) $n(\text{thiosulf}) = 9,20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,01 = 9,20 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$</p> <p>d'où $n(\text{O}_2) = 2,30 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$</p>	<p style="text-align: center;">1</p>
<p>b) $2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de dioxygène dans un litre d'eau soit une masse :</p> <p>$m = 2,30 \cdot 10^{-4} \cdot 32 = 7,36 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 7,36 \text{ mg}$</p>	<p style="text-align: center;">1</p>
<p>c) $22,4 \cdot 2,30 \cdot 10^{-4} = 5,13 \cdot 10^{-3} \text{ litre} = 5,13 \text{ cm}^3$</p>	<p style="text-align: center;">1</p>
	<p style="text-align: center;">TOTAL GÉNÉRAL</p> <p style="text-align: center;">25</p>