

## Évaluation en classes Terminales

par A. CROS,

Inspecteur Général

et les membres du groupe de travail.

---

Dans un précédent article (B.U.P. n° 672, mars 1985), notre groupe de travail — dont la composition a, depuis, légèrement varié — avait présenté une grille des différentes capacités à évaluer en classes Terminales et l'avait illustrée, d'une part en présentant quelques exercices de physique, d'autre part en analysant quelques sujets de baccalauréat.

Comme nous l'avions annoncé dans l'article cité précédemment, nous présentons ici quelques exercices de chimie. Il est généralement plus facile d'évaluer l'aptitude à pratiquer une démarche scientifique au cours de devoirs ou d'exercices de physique que de chimie et on considère souvent que les exercices de chimie évaluent presque essentiellement des connaissances et des savoir-faire. Les exercices proposés ici cherchent à évaluer les différentes capacités présentées dans la grille qui suit. Celle-ci diffère quelque peu de celle utilisée dans le précédent article ; elle a été établie à la suite d'un travail de synthèse effectué par les différents groupes travaillant sur l'évaluation en Sciences physiques et animés par l'Inspection Générale. Cette liste fait donc l'objet d'un consensus général et c'est celle que nous utiliserons désormais ; nous la présentons ci-après et nous explicitons quelques-uns des problèmes qui lui sont liés.

### CAPACITES A EVALUER EN SCIENCES PHYSIQUES

#### A) Posséder des connaissances spécifiques aux Sciences physiques.

##### 1. Des connaissances scientifiques.

- a) Vocabulaire, symboles, unités.
- b) Ordres de grandeur.
- c) Définitions, lois, modèles.

##### 2. Des connaissances de savoir-faire.

- a) Dans le domaine expérimental.
- b) Dans le domaine théorique.

**B) Utiliser des connaissances et des savoir-faire non spécifiques aux Sciences physiques.**

1. *Accéder aux connaissances au moyen de différentes sources.*
2. *Utiliser la langue française.*
3. *Utiliser des outils mathématiques.*
4. *Utiliser d'autres outils et moyens d'expression.*

**C) Pratiquer une démarche scientifique.**

Notamment : Observer et analyser.

Choisir ou élaborer un modèle physique.

Organiser les étapes de la résolution.

Porter un jugement critique.

1. *Dans une situation voisine d'une situation connue.*
  - a) *Dans le domaine expérimental.*
  - b) *Dans le domaine théorique.*
2. *Dans une situation inconnue.*
  - a) *Dans le domaine expérimental.*
  - b) *Dans le domaine théorique.*

1. Connaissances et savoir-faire ont été classés dans la même rubrique (A ou B suivant leur spécificité). En effet, les connaissances comme les savoir-faire sont acquis par les élèves après avoir été appris. Certes, l'acquisition de savoir-faire ne fait pas exclusivement appel à la mémoire ; de même, on n'utilise généralement pas une connaissance sans un minimum de raisonnement ; cependant, lorsqu'on évalue des connaissances ou des savoir-faire, on évalue directement ce que l'élève a retenu et non pas son aptitude à pratiquer une forme quelconque de raisonnement.

2. Evaluer les capacités d'un élève dans le domaine expérimental est surtout possible pendant qu'il manipule, par exemple pendant une séance de T.P. Néanmoins, le domaine expérimental ne doit pas être absent de l'évaluation au cours de devoirs écrits.

3. L'évaluation des différentes capacités des élèves doit se faire dans différentes circonstances, en classe au cours de l'année scolaire, à l'examen en fin de cycle. Bien entendu, les exercices et devoirs faits régulièrement en classe ou à la maison et ceux de l'examen n'ont pas les mêmes buts ; ils ne permettent pas nécessairement d'évaluer les mêmes capacités. Plus parti-

culièrement, la pratique d'une démarche scientifique (capacité C) peut beaucoup plus facilement être évaluée en classe qu'à l'examen : tout d'abord, parce que le niveau d'exigences lors d'un bilan en fin d'un cycle d'études n'est pas le même que lors d'un contrôle en cours de formation ; d'autre part, lorsqu'on s'adresse lors d'un examen à un élève étranger à sa classe et dont le passé scolaire est inconnu, on ne peut vraiment savoir s'il pratique une démarche scientifique ou s'il restitue un savoir-faire.

Quels que soient les buts et les contraintes de l'examen, il importe que le professeur puisse évaluer pendant l'année scolaire *toutes* les capacités citées dans la liste, ne serait-ce que pour pouvoir conseiller efficacement ses élèves en vue de leur orientation.

4. Pour que l'évaluation conduise au but recherché par le professeur, il importe que l'élève sache quel est ce but (surtout s'il est en classe Terminale) ; il est nécessaire que la liste des capacités à évaluer soit connue des élèves et qu'elle leur soit expliquée ; il est aussi nécessaire que les différents devoirs et les notes obtenues par les élèves fassent référence à cette liste.

Certains des exercices qui suivent pourraient être des exercices de baccalauréats ; d'autres ont été conçus en vue d'un devoir de contrôle en classe ou de recherche à la maison. Pour ces derniers, nous avons étendu notre réflexion aux classes de Première scientifiques.



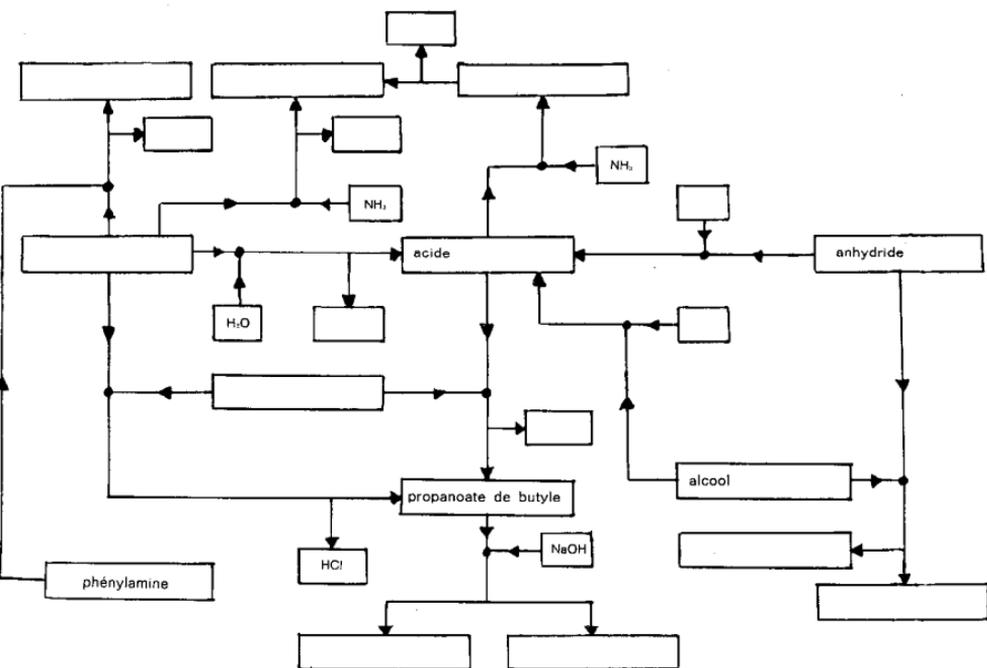
## EXERCICES DE CHIMIE ORGANIQUE.

Les deux exercices suivants sont présentés comme des exercices de synthèse sur la chimie organique, le premier à la fin d'une classe de Première S, le second à la fin d'une classe Terminale.

### Exercice 1.

Dans ce tableau, chaque flèche associée à un nom ou à un point d'interrogation correspond à une réaction permettant de passer du composé inscrit dans un rectangle à un autre composé dans un autre rectangle. Remplir les cases en marquant le nom et la formule développée. Préciser les réactions notées par un point d'interrogation.





cité C.1 b) est peu sollicitée ; dans le sujet de Terminale, la capacité C.1 b) est plus nécessaire tandis que le niveau de connaissances est relativement faible.

L'exercice de Terminale a été proposé en classe ; les élèves ont d'abord été inquiets et ne savaient comment l'aborder. Afin que l'effet de surprise ne soit pas un facteur déterminant, le temps laissé aux élèves n'était pas limité (une demi-heure pour les plus rapides et une heure pour les plus lents). Les élèves qui ne connaissaient pas bien leur cours n'ont pas eu la moyenne. Ceux qui ont obtenu de bonnes notes sont les « bons élèves » (c'est normal) et aussi l'ensemble des élèves « sérieux » ayant fourni un travail approfondi de révision. Dans les conditions où l'exercice a été réalisé (durée illimitée), ces remarques laissent penser que la capacité principalement évaluée est A.1 plutôt que C.1 b).

Résultats de la classe : note inférieure à 10 : 25 % ; note entre 10 et 15 : 25 %, note supérieure ou égale à 15 : 50 %.

### EXERCICES SUR LES ACIDES ET LES BASES.

Les exercices qui suivent peuvent être considérés comme des versions différentes d'un même exercice : comparaison de deux couples acide-base.

*Énoncé*

On dispose de deux solutions  $S_1$  et  $S_2$  de deux monoacides  $A_1$  et  $A_2$ . On ignore leurs concentrations mais celles-ci sont telles que ces deux solutions ont même pH :  $\text{pH} = 2,4$ .

*1<sup>re</sup> version* : On prélève 10 ml de chaque solution et on ajoute de l'eau distillée jusqu'à obtenir 50 ml. On mesure les pH des deux solutions ainsi obtenues :

$$S_1 \rightarrow S'_1 : \text{pH}'_1 = 3,1$$

$$S_2 \rightarrow S'_2 : \text{pH}'_2 = 2,75.$$

En comparant les quantités d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  contenues dans chaque solution avant et après dilution :

- Montrer que l'un des deux acides est fort et l'autre faible ;
- Précisez lesquels respectivement.

VARIANTE : Montrer que  $A_1$  est un acide fort et  $A_2$  un acide faible.

*2<sup>e</sup> version* : On prélève 10 ml de chaque solution et on ajoute de l'eau distillée jusqu'à obtenir 50 ml. On mesure les pH respectifs des deux solutions :

$$S_1 \rightarrow S'_1 : \text{pH}'_1 = 3,1$$

$$S_2 \rightarrow S'_2 : \text{pH}'_2 = 2,75.$$

Que peut-on en déduire concernant la force des deux acides  $A_1$  et  $A_2$  ? (La réponse sera justifiée).

*ou* : Montrer que l'on peut en déduire des informations relatives à la force des deux acides  $A_1$  et  $A_2$ . Dire si  $A_1$  est un acide fort ou faible, si  $A_2$  est un acide fort, faible, plus ou moins fort que  $A_1$ .

*3<sup>e</sup> version* : On prélève 10 ml de chaque solution et on ajoute de l'eau distillée jusqu'à obtenir 50 ml de deux nouvelles solutions  $S'_1$  et  $S'_2$ . On sait que  $A_1$  est un acide fort et que  $A_2$  est un acide faible.

*Capacités évaluées*

Cette version teste les connaissances acquises (équilibre entre l'eau et l'acide faible ; ionisation totale d'un acide fort) : c'est essentiellement la capacité A.1.

Utiliser l'outil mathématique : capacité B.3.

Les mêmes capacités .

En plus des capacités précédentes (A.1 et B.3), l'exercice fait appel aux capacités liées à la démarche scientifique C. Suivant le passé de l'élève, ce peut être C.1. b) ou C.2. b). Si l'exercice devenait un classique, il n'évaluerait qu'un savoir-faire dans le domaine théorique [capacité A.2. b)]

Cette version fait toujours appel aux connaissances et aux savoir-faire mathématiques (capacités A.1. et B.3.). En ce qui concerne les capacités liées à la méthode scientifique, ce sont les mêmes que dans

Choisir, parmi les valeurs suivantes celles qui peuvent représenter le pH de la solution  $S'_1$  et de la solution  $S'_2$ ; justifier les choix (toute réponse non justifiée ne sera pas prise en compte) :

2,1 - 2,4 - 2,75 - 3,1 - 3,4.

4<sup>e</sup> version : On sait que  $A_1$  est un acide fort et  $A_2$  un acide faible dont la constante  $pK_a$  vaut 3,8.

a) Quelles sont les concentrations respectives des solutions  $S_1$  et  $S_2$  ?

b) On dilue chacune de ces solutions en ajoutant à 10 ml de  $S_1$  ou de  $S_2$  la même quantité d'eau distillée; on obtient alors deux nouvelles solutions  $S'_1$  et  $S'_2$ . Dire, en justifiant la réponse, quelle est celle de ces deux nouvelles solutions dont le pH a la valeur la plus faible.

c) La mesure du pH de  $S'_2$  donne la valeur  $pH'_2 = 2,8$ . En déduire les valeurs des concentrations de  $S'_2$  puis de  $S'_1$  ainsi que le pH de  $S'_1$ .

5<sup>e</sup> version : On cherche à savoir si  $A_1$  et  $A_2$  sont des acides forts ou faibles; proposer une méthode et décrire sa mise en œuvre expérimentale. Pour chacun des cas possibles ( $A_1$  et  $A_2$  forts,  $A_1$  et  $A_2$  faibles,  $A_1$  fort et  $A_2$  faible ou inversement), préciser les mesures, les observations et les raisonnements qui permettent de conclure.

VARIANTE 1 : Indiquer avec précision le matériel utilisé et les solutions éventuellement employées.

VARIANTE 2 : On donne une liste de matériel et de solutions. Choisir dans cette liste ce que l'on doit utiliser.

la version précédente [C.1 b) ou C.2. b)] avec à peu près la même importance. Mais, la question étant posée sous une forme moins habituelle, on a moins de chance qu'elle se ramène à un savoir-faire appris par l'élève.

La question a) correspond à la forme la plus classique de l'exercice : capacités A exclusivement [connaissances et savoir-faire : A.1. et surtout A.2. b)].

La question b) fait appel à des connaissances relatives à l'équilibre chimique (capacité A.1.) mais surtout à la capacité C.1. b) (analyser une expérience, porter un jugement critique).

La question c) allonge l'exercice sans faire intervenir d'autres capacités que celles de la question a), ce qui leur donne un peu plus d'importance.

Elle nous paraît inutile.

La connaissance (A.1.) reste toujours nécessaire.

Cette version qui laisse beaucoup d'initiative à l'élève privilégie les capacités liées à la méthode scientifique C.1. a) et C.1. b) (le domaine expérimental est assez modeste par rapport au domaine théorique).

Cette variante donne un peu plus d'importance au C.1. a) par rapport au C.1. b).

Cette variante diminue l'importance de la capacité C (la liste donnée oriente la recherche de la méthode) sans donner plus d'importance au domaine expérimental.

6<sup>e</sup> version : Trois solutions aqueuses ont même pH. La première contient 0,03 mole par litre d'acide chloro-2 propanoïque :



la seconde 0,6 mole par litre d'acide chloro-3 propanoïque :



et la troisième 0,007 mole par litre d'acide chlorhydrique.

Le pH commun à ces trois solutions est 2,15.

- 1) Montrer que l'acide chlorhydrique est un acide fort.
- 2) Calculer, pour chacune des deux solutions d'acide chloropropanoïque, les concentrations molaires volumiques des deux espèces acide et base conjugués.
- 3) En déduire la constante d'acidité des deux acides chloropropanoïques. Quel est le plus fort de ces deux acides ? (Justifier la réponse.)

Cette version est extraite d'un sujet de baccalauréat (série D) ; c'est la forme commune qui ne fait appel qu'à des connaissances et des savoir-faire [capacités A.1. et A.2. b)] et à l'utilisation de l'outil mathématique (capacité B.3.).

## EXERCICES D'ETUDE DE TEXTE.

**Premier exercice** : extrait d'une fiche toxicologique.

« **ALCOOL BUTYLIQUE** ( $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ )

### Caractéristiques - Identification

#### Synonymes.

Alcool butylique normal, 1-butanol, propylcarbinol.

#### Utilisation.

- Solvant dans l'industrie des peintures et vernis.
- Synthèse organique, notamment fabrication de l'acétate de butyle et de certaines matières plastiques.
- Industrie des parfums et des produits pharmaceutiques.
- Agent d'extraction.
- Agent de déshydratation.
- Fabrication de fongicides et d'insecticides...

**Propriétés.**

L'alcool butylique se présente sous la forme d'un liquide mobile et incolore. Il possède une odeur désagréable, forte et pénétrante, surtout à forte concentration.

Il est peu soluble dans l'eau (7,7 % en poids à 20 °C) mais miscible à de nombreux solvants organiques.

En outre, il dissout un grand nombre de substances telles que graisses, huiles, résines...

L'alcool butylique est un produit stable qui ne se décompose qu'à température élevée.

Il se déshydrate facilement entre 175 et 400 °C en présence de divers catalyseurs (alumine, chlorure de magnésium...) en donnant des butènes.

Les oxydants puissants tels les permanganates alcalins ou l'eau oxygénée transforment l'alcool butylique en acide butyrique.

La plupart des métaux sont insensibles à l'action de l'alcool butylique.

**Méthodes de détection et de détermination dans l'air.**

- 1) Appareil DRAEGER équipé du tube réactif 100/a pour alcool.
- 2) Méthode par oxydation sulfochromique à chaud et dosage iodométrique du bichromate de potassium qui n'a pas réagi [5, 6].
- 3) Méthode colorimétrique basée sur la réaction avec l' $\alpha$ -naphtylamine et spectrophotométrie ultérieure [6].
- 4) Méthode de STERNER par interférométrie [7, 8].
- 5) Chromatographie en phase gazeuse [9]. Méthode spécifique.

**Risques d'incendie [2].**

L'alcool butylique est un liquide inflammable (point d'éclair : 29 °C en coupelle fermée) dont les vapeurs peuvent former des mélanges explosifs avec l'air.

Les limites d'explosivité sont 1,45 % et 11,25 % en volume.

Les agents d'extinction préconisés sont l'anhydride carbonique et les poudres chimiques. L'eau pulvérisée peut également être utilisée.

**Pathologie - Toxicologie** [7, 8, 10, 11, 12].

L'alcool butylique peut pénétrer dans l'organisme par inhalation ou par contact cutané.

Ses vapeurs peuvent provoquer de l'apathie, des vertiges, de la somnolence ainsi qu'une irritation du nez, de la gorge et des yeux. On a signalé la formation de vacuoles translucides de la couche superficielle de la cornée.

Par contact répété ou prolongé avec la peau, des dermatoses peuvent se produire après destruction de l'enduit cutané lipophile. »

**Commentaire.**

L'un des objectifs de cet exercice est de tester la connaissance, supposée acquise en séances de T.P. de pratiques expérimentales et de leur emploi judicieux dans une situation voisine de celle rencontrée en classe.

Prenant comme point de départ une fiche toxicologique, l'exercice met en jeu, dans son ensemble la capacité B<sub>1</sub>. Celle-ci, impliquée pratiquement à chaque question, ne sera donc pas rappelée.

*Énoncé*

Dans la fiche toxicologique ci-dessus, vous trouverez les informations utiles pour répondre à certaines des questions suivantes :

**1. NOMENCLATURE.**

Parmi les noms proposés dans le paragraphe « synonymes » pour désigner l'alcool butylique, en trouvez-vous un qui corresponde à la nomenclature officielle ?

— si oui : lequel ?

— si non : indiquez le nom qui s'en rapproche le plus.

**2. UTILISATION.**

— Donner le nom, dans la nomenclature officielle, et la fonction chimique de l'acétate de butyle.

— Écrire l'équation-bilan d'une réaction produisant ce corps à partir de l'alcool butylique.

*Capacités évaluées*

(Les capacités sont désignées, de façon abrégée, par leur numérotation dans la liste des pages 1357 et 1358).

A<sub>1</sub> a).

A<sub>1</sub> c).

Ces deux premières questions ne font appel qu'aux seules connaissances.

## 3. PROPRIÉTÉS.

Déshydratation : vos connaissances vous permettent-elles d'expliquer le pluriel de « butènes » ? - Ecrire la (les) formule (s) du (des) butène (s) obtenu (s).

4. MÉTHODE DE DÉTECTION : ETUDE DE LA 2<sup>e</sup> MÉTHODE PROPOSÉE.

« L'oxydation sulfochromique à chaud » a lieu lors d'un barbotage prolongé de l'air contenant éventuellement des vapeurs d'alcool butylique dans une solution de dichromate de potassium, acidifiée.

a) Proposer un mode opératoire (en indiquant les mesures à réaliser) qui permette de conclure à la présence ou à l'absence d'alcool butylique dans l'air.

b) Ce test est-il spécifique de l'alcool butylique ? Est-il spécifique aux alcools ?

## 5. RISQUES D'INCENDIE.

Calculer les proportions centésimales en volume du mélange alcool, air correspondant aux conditions stoechiométriques de la réaction de combustion totale.

Les situer par rapport aux limites données dans le texte.

C<sub>1</sub> b) La réaction évoquée n'est pas strictement au programme, mais le terme déshydratation est par lui-même suffisamment explicite.

C<sub>1</sub> a) La réponse implique successivement :

- la connaissance de la réaction chimique et l'analyse du contenu qualitatif de l'équation-bilan,
- la conception du mode opératoire à partir de l'analyse précédente et des connaissances acquises en T.P.

A et B<sub>2</sub> : Une bonne connaissance de la chimie... et de la langue sont nécessaires.

A<sub>1</sub> et A<sub>2</sub>.

La réponse suppose une bonne synthèse entre connaissance et savoir-faire.

**Deuxième exercice** : exercice de contrôle en classe de 1<sup>re</sup> S.

Cet exercice a été proposé pour une évaluation en classe, quelques semaines après la fin du programme de chimie organique.

Le texte suivant est extrait de « Molécules » (décembre 1983), Magazine de l'Union des Industries Chimiques, 64, avenue Marceau, 75008 Paris.

Lire attentivement le texte ci-après puis répondre aux questions posées.

*Texte :*

### « LE PREMIER ACIDE CONNU

Liquide incolore, d'odeur piquante, l'acide acétique (on dit aussi acide éthanoïque) a été le seul acide connu jusqu'au x<sup>e</sup> siècle, sous la forme diluée de vinaigre (de 3 à 6 %). C'est PASTEUR qui a mis en évidence le rôle d'une bactérie, le mycoderma aceti, dans l'oxydation lente de l'alcool de vin en aldéhyde acétique et de cet aldéhyde en acide.

Au xvii<sup>e</sup> siècle, GLAUBER obtient l'acide acétique par deux voies : la distillation du vinaigre, et la pyrolyse du bois.

En 1821, DÖBEREINER opère la première oxydation directe de l'alcool.

Au début du xx<sup>e</sup> siècle, l'essor de la carbochimie en Europe met à la disposition des chimistes le carbure de calcium, source d'acétylène dont l'hydratation donne l'aldéhyde acétique que l'on oxyde en acide par l'oxygène de l'air.

Dans les années 50, le développement de la pétrochimie entraîne un accroissement considérable de la production d'éthylène, alors qu'en même temps les progrès de la catalyse permettent d'oxyder celui-ci en aldéhyde acétique.»

#### Questions

1) En quoi consiste « la pyrolyse du bois » ? « la distillation du vinaigre » ? Définir les termes : « carbochimie » et « pétrochimie ».

2) Donner les formules développées planes des substances organiques suivantes mentionnées dans ce texte :

acétylène (nomenclature officielle : éthyne),

éthylène (nomenclature officielle : éthène),

éthanol (« alcool de vin » dans le texte),

acide éthanoïque.

3) Identifier, d'après des renseignements fournis par le texte, le corps appelé « aldéhyde acétique ».

#### Capacités testées

A.1. a) Connaissance du vocabulaire scientifique.

A.1. Connaissance du nom et de la formule développée plane de différents corps rencontrés dans le cours.

Dans sa classe, si on est sûr de ne pas avoir utilisé ce terme, on évalue C.1 sinon A.1.

Donner son nom dans la nomenclature officielle et sa formule développée plane.

Donner l'équation-bilan de l'oxydation de l'éthanol en « aldéhyde acétique ».

4) Ecrire les équations-bilan des réactions chimiques permettant d'obtenir l'acide éthanoïque à partir du carbure de calcium  $\text{CaC}_2$ .

5) Ecrire l'équation-bilan de la réaction citée dans le texte qui permet de transformer « l'éthylène » en « aldéhyde acétique ».

A.2. b) Ecrire correctement une équation-bilan quand on connaît les réactifs et les produits de la réaction correspondant à l'acquisition d'un savoir-faire.

Le professeur qui a posé le sujet considère qu'il s'agit du C.1 et non du A parce qu'il donne cet exercice aux élèves plusieurs semaines après la fin du cours de chimie organique et, dans ces conditions, il sait que les élèves risquent d'avoir oublié leurs connaissances et qu'ils doivent retrouver celles-ci en exploitant le texte. Sinon, pour l'élève qui a beaucoup de mémoire, on évalue le A.

On ne peut donc savoir si on évalue C.1 acquis ou A.1. On le saurait encore moins si l'exercice était posé à d'autres élèves ayant vu leur programme dans un ordre que l'on ne connaît pas.

C'est une question qui n'est pas du programme ni dans le consensus actuel. On évalue donc ici C.1. Comme la connaissance nécessaire a été évaluée aux questions 2) et 3), ici le correcteur n'a plus de doute.

## EXERCICES EVALUANT DES CAPACITES DANS LE DOMAINE EXPERIMENTAL.

### Premier exercice.

Etude expérimentale de l'évolution du pH lors de la dilution de solutions d'acide chlorhydrique.

Cet exercice, trop long pour constituer un exercice moyen de baccalauréat, place l'élève devant une situation voisine de celle rencontrée au cours d'une séance de T.P. A côté de calculs classiques, la résolution nécessite une réflexion sur les conditions de validité des mesures et des calculs. Ce sujet constitue une tentative de tester, entre autres, les capacités C.1 a) et A.2. a).

*Texte***Matériel.**

- \* Solution  $S_0$  d'acide chlorhydrique de concentration  $C_0 = 10^{-2}$  mol. l<sup>-1</sup>.
- \* pHmètre.
- \* Eau distillée de pH = 6.
- \* Verrerie : pipettes jaugées de volume  $v$  et fiole jaugée de 200 cm<sup>3</sup>.

**Mesures.**

$v$ (cm <sup>3</sup> )	C (mol. l <sup>-1</sup> )	pH	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	$\alpha$
	10 <sup>-2</sup>	2,00		
50		2,55		
	10 <sup>-3</sup>	3,05		
	10 <sup>-3,6</sup>	3,60		
2		4,00		

*Texte :***A) PRÉPARATION DES SOLUTIONS ET MESURE DE LEUR pH.**

A l'aide d'une pipette, on verse un volume  $v$  de  $S_0$  dans une fiole jaugée. On complète avec de l'eau distillée. On obtient ainsi une solution S de concentration C.

1) Compléter les colonnes 1 et 2 du tableau.

2) Avec quel produit doit-on rincer avant chaque manipulation :

- la pipette utilisée,
- la fiole jaugée.

Justifier les réponses.

**B) INTERPRÉTATION.**

1) Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de l'acide chlorhydrique responsable du caractère acide des solutions.

*Capacités testées*

A.1. Connaissance de la conservation de la matière.

A.2. a) Un bon savoir-faire expérimental.

A. 1. Connaissances.

2) Pour déterminer le caractère total ou limité de cette réaction, on calcule à partir de la valeur mesurée du pH (voir tableau) le coefficient  $\alpha$  défini comme : le rapport entre la quantité d'acide dissocié et la quantité initialement introduite, dans un volume  $v$  de solution.

a) Compléter la colonne 4 du tableau.

b) Montrer, en précisant les approximations, que, pour les concentrations  $C$  des solutions  $S$  du tableau, on a :

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C}$$

Compléter la colonne 5 du tableau.

c) Ces valeurs de  $\alpha$ , d'origine expérimentale, sont-elles en accord avec l'hypothèse « l'acide chlorhydrique est un acide fort » ?

3) On peut traduire graphiquement les résultats expérimentaux.

A partir des valeurs du tableau, tracer la courbe  $\text{pH} = f(-\log C)$ . En déduire son équation et la comparer à l'équation théorique.

4)

a) L'équation théorique reste-t-elle valable pour  $C > 10^{-2}$  mol.l<sup>-1</sup>? Justifier la réponse.

b) L'équation théorique reste-t-elle valable pour  $C < 10^{-4}$  mol.l<sup>-1</sup>?

A. 1.

A. 1. et A. 2. Il s'agit d'un calcul classique mais à propos duquel on demande une réflexion critique. On attend que l'élève indique qu'il néglige  $[\text{OH}^-]$  devant les autres concentrations (on teste alors A.1., principalement). Mais l'élève peut mener une analyse plus approfondie : l'eau contient d'autres ions que ceux figurant dans « la relation d'électroneutralité » (essentiellement  $\text{HCO}_3^-$ , ce qui justifie le pH différent de 7) mais en quantités négligeables devant  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ . On pourrait alors tester la capacité C. 1.

C. Analyser une expérience, critiquer un résultat.

Il s'agit d'une question « ouverte » de rédaction délicate si on ne souhaite pas orienter la réflexion de l'élève : la discussion sur les causes des écarts entre les valeurs déterminées de  $\alpha$  et la valeur théorique 1 peut être plus ou moins approfondie.

A. 1. et B. Tracer et exploiter une courbe.

A. 1. Il s'agit d'une connaissance.

C. Le texte demande une réflexion sur les conditions de validité de la

Justifier la réponse. Tracer l'allure de la portion de courbe correspondant à des concentrations de plus en plus faibles.

relation en faisant preuve de cohérence [ne pas oublier la question 2. b)].

### Deuxième exercice.

Modification d'un exercice proposé au baccalauréat.

*Orléans-Tours. Septembre 1981.*

On considère une solution S d'acide monochloracétique  $\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$  de concentration molaire volumique  $10^{-1} \text{ mol. l}^{-1}$ . On prélève :

- a) 500 cm<sup>3</sup> de S et on ajoute de l'eau pour obtenir un litre d'une solution appelée A ;
- b) 200 cm<sup>3</sup> de S et on ajoute de l'eau pour obtenir un litre d'une solution appelée B ;
- c) 100 cm<sup>3</sup> de S et on ajoute de l'eau pour obtenir un litre d'une solution appelée C.

1° Quelles sont les concentrations molaires volumiques des solutions A, B, C ? Classer ces solutions qualitativement par pH décroissant.

2° Indiquer les espèces chimiques susceptibles d'être trouvées dans ces solutions. Sachant que le pH de la solution A est 2,1, en déduire les différentes concentrations des espèces chimiques de A ; calculer la constante d'acidité  $K_a$  et le  $\text{p}K_a$  du couple acidobasique :



3° Sachant que le  $\text{p}K_a$  du couple  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  est de 4,8, comparer la force des deux acides.

Sous cette forme, le début de la première question ne fait intervenir que la capacité A.1.c) ; le même type de calcul se répétant trois fois. Notre but est de modifier cette première question pour y évaluer la capacité A.2.a) : « Posséder des savoir-faire dans le domaine expérimental ».

*Texte modifié.*

On dispose d'environ 100 cm<sup>3</sup> de solution S d'acide monochloroéthanoïque  $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CO}_2\text{H}$  de concentration  $1,00 \times 10^{-1} \text{ mol. l}^{-1}$  et d'eau distillée.

1°

a) On veut préparer 100 cm<sup>3</sup> :

- d'une solution A de concentration  $0,50 \times 10^{-1}$  mol.l<sup>-1</sup>,
- d'une solution B de concentration  $0,20 \times 10^{-1}$  mol.l<sup>-1</sup>,
- d'une solution C de concentration  $1,0 \times 10^{-2}$  mol.l<sup>-1</sup>.

L'expérimentateur dispose de toute la verrerie graduée courante : burettes de 25 cm<sup>3</sup>, fioles jaugées de 50 et 100 cm<sup>3</sup>, pipettes jaugées de 5, 10 et 20 cm<sup>3</sup>, éprouvettes graduées de 100 cm<sup>3</sup>. En indiquant le matériel utilisé, décrire le mode opératoire pour préparer ces 3 solutions avec le maximum de précision.

b) Classer ces solutions qualitativement par pH décroissant.

2° Question inchangée.

Compte tenu du volume de solution S mis à la disposition de l'expérimentateur, il faut effectivement ne préparer que 100 cm<sup>3</sup> de chaque solution ; il est donc nécessaire d'utiliser pour chaque préparation une fiole jaugée de 100 cm<sup>3</sup>. La recherche de la meilleure précision oblige l'élève à réfléchir sur la verrerie graduée qu'il faut utiliser. L'élaboration du mode opératoire suppose que l'élève possède les connaissances testées dans le texte original, mais ces connaissances ont été utilisées de si nombreuses fois pendant l'année de Terminale que leur acquisition peut constituer un préalable à l'évaluation de la capacité A.2. a).

La question 1 étant devenue plus copieuse, la question 3 a été enlevée.

*Barème proposé pour ce nouveau texte :*

<i>Points</i>	<i>Capacités testées</i>
1° a) 1,5.	A. 2. a)
b) 0,5.	A. 1. c) (Connaissance de définitions).
2° 2.	A. 1. c) et A. 2. b).

## EXERCICES DE CINÉTIQUE CHIMIQUE.

## Premier exercice.

Cet exercice constitue un travail de recherche et certaines questions sont à la limite du programme de la classe Terminale ; il est destiné à évaluer, en particulier, les capacités liées à la pratique d'une démarche scientifique. Nous considérons que ce ne pourrait être un exercice de baccalauréat.

## Énoncé.

Dans cet exercice, on étudie la cinétique d'oxydation de l'ion iodure  $I^-$  (couple  $I_2/I^-$ ) par l'ion peroxodisulfate  $S_2O_8^{2-}$  (couple  $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ ).

A) A température constante ( $24^\circ C$ ), on mélange  $25\text{ cm}^3$  de solution d'iodure de potassium de concentration  $C_1$  et  $10\text{ cm}^3$  d'une solution de thiosulfate de sodium à  $0,01\text{ mol.l}^{-1}$  ; on y ajoute quelques gouttes d'une solution d'empois d'amidon (l'empois d'amidon réagit chimiquement avec l'iode pour donner un composé de couleur bleue intense qui permet de caractériser l'iode même en faible quantité). A l'instant  $t = 0$ , on ajoute  $25\text{ cm}^3$  d'une solution de peroxodisulfate de sodium de concentration  $C_2$  ; on mesure la durée  $\Delta t$  au bout de laquelle on perçoit la coloration bleue caractéristique. Les résultats de plusieurs expériences sont reportés dans le tableau ci-après :

Expérience n°	Concentration $C_1$ des ions $I^-$ (en mol.l <sup>-1</sup> )	Concentration $C_2$ des ions $S_2O_8^{2-}$ (en mol.l <sup>-1</sup> )	Durée $\Delta t$ (en s)
1	0,2	0,2	21
2	0,2	0,1	42
3	0,2	0,05	82
4	0,1	0,2	42
5	0,05	0,2	80

On sait que l'ion thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$  est oxydé par l'iode en ion tétrathionate  $S_4O_6^{2-}$  (couples  $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$  et  $I_2/I^-$ ). Cette réaction est très rapide : elle peut être considérée comme *instantanée*. On admettra que, dans les conditions où l'on opère, la réaction d'oxydation entre les ions peroxodisulfate et thiosulfate est très lente et ne se produit pratiquement pas pendant la durée des expériences.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation des ions  $I^-$  par les ions  $S_2O_8^{2-}$ .

2. Dans cette expérience, quelles sont les réactions chimiques dans lesquelles l'iode  $I_2$  est susceptible d'intervenir ? Que se passe-t-il avant l'apparition de la couleur bleue ?

3. a) Déterminer la quantité  $N$  (en moles) d'ions  $S_2O_8^{2-}$  susceptible de disparaître au cours de la réaction totale, dans chacun des cas.

b) Déterminer la quantité  $\Delta n$  (en moles) d'ions  $S_2O_8^{2-}$  qui disparaît pendant la durée  $\Delta t$  mesurée dans chacun des cas.

c) On appelle  $\Delta [S_2O_8^{2-}]$  la variation de concentration des ions  $S_2O_8^{2-}$  pendant la durée  $\Delta t$ . Montrer que, pour ces expériences, on peut considérer que le rapport  $\frac{\Delta [S_2O_8^{2-}]}{\Delta t}$  représente la vitesse initiale de disparition des ions  $S_2O_8^{2-}$ .

4. a) Quels sont les facteurs cinétiques que l'on a fait varier dans cette série d'expériences ?

b) Quels renseignements qualitatifs et/ou quantitatifs peut-on tirer des résultats expérimentaux, quant à la dépendance de la vitesse initiale vis-à-vis de ces facteurs ?

B) En opérant toujours à température constante, on réalise à présent une autre expérience dans laquelle la concentration  $[I^-]$  est grande par rapport aux autres concentrations.

Ainsi, on mélange  $20 \text{ cm}^3$  de solution d'iodure de potassium à  $0,5 \text{ mol.l}^{-1}$  et  $10 \text{ cm}^3$  de solution de thiosulfate de sodium à  $0,01 \text{ mol.l}^{-1}$ . A l'instant  $t = 0$ , on ajoute  $20 \text{ cm}^3$  de solution de peroxydisulfate de sodium à  $0,01 \text{ mol.l}^{-1}$  et quelques gouttes de solution d'empois d'amidon ; on note la durée  $\Delta t_1$  nécessaire à l'apparition de la couleur bleue.

1. Le temps  $\Delta t_1$  mesuré ici est parfois appelé « temps de 1/4 de réaction » ; justifier cette appellation.

2. Quels sont le ou les facteur(s) cinétique(s) qui varie(nt) au cours de cette expérience ?

3. A l'instant  $t = \Delta t_1$ , on ajoute la même quantité de thiosulfate de sodium ( $10 \text{ cm}^3$  de solution à  $0,01 \text{ mol.l}^{-1}$ ) et on note, à partir de cet instant, la durée  $\Delta t_2$  nécessaire à l'apparition de la teinte bleue persistante. Que peut-on dire qualitativement de  $\Delta t_2$  par rapport à  $\Delta t_1$  ? On justifiera la réponse.

**Capacités évaluées, commentaires.**

<i>Questions</i>	<i>Capacités</i>
<i>Partie A.</i>	
1° .....	C'est un savoir-faire et non une connaissance car les deux couples sont donnés : A.2 <i>b</i> .
2° .....	Capacité C.1. ou C.2. La différence entre C.1. et C.2. résulte surtout du niveau de difficulté plus que sur le connu ou l'inconnu. Bien que l'exercice exige la prise en conscience de l'expérience, il s'agit plutôt du domaine théorique que du domaine expérimental.
3° a) .....	Capacité A.2. <i>b</i> .
<i>b</i> ) .....	Capacité C.2. <i>b</i> pour l'élève qui voit ceci pour la première fois, sinon C.1. <i>b</i> .
<i>c</i> ) .....	Capacité C.2. <i>b</i> .
4° a) .....	Capacité A.1. <i>c</i> .
<i>b</i> ) .....	Capacités C.2. <i>b</i> et C.2. <i>a</i> . Dans cette question, l'énoncé porte l'indication « et/ou » car toute étude quantitative de vitesse de réaction est hors programme. Ainsi, cette question ne saurait être posée au baccalauréat ; en revanche, on peut envisager de tester ici la capacité C.2. avec ses propres élèves en classe (les élèves étant informés).

**Partie B.**

La partie B ne permet pas d'évaluer d'autres capacités que celles qui l'ont déjà été par la partie A. Il est fort probable que seuls les élèves qui ont fait le A feront le B et non pas les autres. La partie B seule (légèrement modifiée) pourrait constituer un exercice différent ; l'ensemble des parties A et B constitue une étude plus complète et plus riche, qui peut être proposée en temps illimité (à la maison).

1° .....	Exercice B seul : capacité C.2. Ensemble A et B : guidé par les questions posées en A, l'élève ne met plus en œuvre que la capacité C.1.
2° .....	Capacité C.1.
3° .....	Cette question n'apporte plus rien à l'évaluation de l'élève ; elle n'exige, pour un élève qui a déjà répondu aux précédentes, que la capacité A pour une connaissance qui a été testée précédemment. Néanmoins, cette question n'est pas sans intérêt formateur pour l'élève.

**Deuxième exercice.**

Les produits chimiques suivants sont tous des solides cristallisés. Certains sont hydratés. Sur les étiquettes des flacons qui les contiennent, on peut lire en particulier les informations suivantes :

	Nom	Formule	Masse molaire moléculaire (g/mol)	Coût (F/kg)
1	Iodure de potassium	KI	166,0	740
2	Peroxodisulfate de potassium	K <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	270,3	655
3	Sulfate de fer (II)	FeSO <sub>4</sub> , 7 H <sub>2</sub> O	278,0	92
4	Sulfate de cuivre (II)	CuSO <sub>4</sub> , 5 H <sub>2</sub> O	249,6	52
5	Sulfate de potassium	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	174,3	81
6	Chlorure de cuivre (II)	CuCl <sub>2</sub>	134,4	108
7	Chlorure de fer (II)	FeCl <sub>2</sub>	126,7	296
8	Chlorure de potassium	KCl	74,6	56

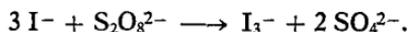
*Question n° 1.***Préparation d'une solution.**

Vous voulez préparer un litre d'une solution d'iodure de potassium à 0,2 mol/l.

Expliquer, UNIQUEMENT à l'aide de schémas annotés (dessins avec les noms des appareils, les quantités de produits...), les étapes successives de votre préparation.

*Question n° 2.***Etude d'une réaction lente.**

Les ions iodure I<sup>-</sup> réagissent avec les ions peroxodisulfate S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup> pratiquement totalement, mais lentement. La réaction est assez complexe, mais on peut admettre avec une bonne approximation qu'elle se résume à celle que traduit l'équation-bilan suivante :



La présence des ions triiodure I<sub>3</sub><sup>-</sup> donne une teinte brune aux solutions qui les contiennent.

Par des opérations analogues à celles qui ont été étudiées à la question n° 1, vous avez préparé les solutions suivantes :

	Soluté	Concentration molaire (mol/l)
Solution n° 1	Iodure de potassium	0,20
Solution n° 2	Peroxodisulfate de potassium	0,10
Solution n° 3	Sulfate de fer (II)	0,01
Solution n° 4	Sulfate de cuivre (II)	0,01
Solution n° 5	Sulfate de potassium	0,01
Solution n° 6	Chlorure de cuivre (II)	0,01
Solution n° 7	Chlorure de fer (II)	0,01
Solution n° 8	Chlorure de potassium	0,01

a) Dans un bécher de 100 ml, vous versez 20 cm<sup>3</sup> de solution n° 1, 10 cm<sup>3</sup> de solution n° 2 et vous agitez.

Faites, à l'instant où le mélange est réalisé, un bilan qualitatif de tous les ions contenus dans la solution et déterminez leurs quantités (en moles).

b) Vous observez l'apparition progressive de la teinte brune dans la solution. Au bout de plusieurs minutes, la réaction est pratiquement terminée et la teinte ne varie plus.

Déterminez les concentrations molaires finales de tous les ions contenus dans la solution.

### Question n° 3.

#### Catalyse.

Vous conservez le bécher précédent (n° 1) comme témoin.

a) Vous réalisez maintenant les mélanges suivants, aussi rapidement que possible afin que les deux réactions démarrent pratiquement en même temps :

bécher n° 2 : 20 cm<sup>3</sup> de solution 1 + 10 cm<sup>3</sup> de solution 2 ;

bécher n° 3 : 20 cm<sup>3</sup> de solution 1 + 10 cm<sup>3</sup> de solution 2 + 4 gouttes de solution 3.

Vous constatez que la teinte brune apparaît plus vite dans le bécher n° 3 que dans le n° 2.

Les propositions suivantes vous paraissent-elles acceptables ? (Dans la 2<sup>e</sup> colonne, marquez A si vous acceptez, R si vous refusez, ou D si vous discutez la proposition, et commentez brièvement).

Propositions	A, R ou D ?	Commentaire
1) Le sulfate de fer (II) catalyse la réaction.		
2) Si ce sont seulement les ions sulfate qui catalysent la réaction, il y a auto-catalyse.		
3) On ne peut affirmer avec certitude que ce sont les ions fer (II) qui catalysent la réaction.		

b) Vous réalisez maintenant l'expérience suivante, dans les mêmes conditions :

*bécher n° 4* : 20 cm<sup>3</sup> de solution 1 + 10 cm<sup>3</sup> de solution 2 ;

*bécher n° 5* : 20 cm<sup>3</sup> de solution 1 + 10 cm<sup>3</sup> de solution 2 + 4 gouttes de solution 4.

Vous constatez que la teinte brune apparaît plus vite dans le bécher n° 5 que dans le n° 4.

Propositions	A, R ou D ?	Commentaire
4) Puisque la réaction est catalysée à la fois par le sulfate de fer et le sulfate de cuivre, le catalyseur est NÉCESSAIREMENT ce qu'il y a de commun aux deux, à savoir : l'ion sulfate.		
5) La réaction peut être catalysée par les ions fer (II) ou cuivre (II).		
6) Comme il y a des ions potassium dans toutes les solutions, ce sont peut-être eux les catalyseurs.		

c) Vous réalisez maintenant l'expérience suivante, dans les mêmes conditions :

*bécher n° 6* : 20 cm<sup>3</sup> de solution 1 + 10 cm<sup>3</sup> de solution 2

*bécher n° 7* : 20 cm<sup>3</sup> de solution 1 + 10 cm<sup>3</sup> de solution 2 + 4 gouttes de solution 5.

Vous constatez que la teine brune apparaît aussi lentement dans les deux solutions.

*Quelles conclusions pouvez-vous formuler à partir de l'ensemble des résultats ?*

*Quelles expériences, faites en utilisant uniquement des composés indiqués dans les tableaux précédents, proposeriez-vous pour conforter vos conclusions ?*

**Capacités évaluées.**

*Question n° 1 :* Capacités A.1. a), A.2. a) et B.4.

*Question n° 2 :* L'exercice évalue principalement la capacité A.2. b).

*Question n° 3 :* Capacités B.2. et C.1. a) et b) (analyser, critiquer). Ici, la capacité B.2. peut être considérée comme un préalable : une maîtrise insuffisante de la langue française empêche l'évaluation de la capacité C.1. (a ou b).

**Indications complémentaires.**

Fournies éventuellement en échange de quelques points.

*Question n° 1.*

Choisir dans la liste suivante :

Agitateurs ;

Balance ;

Ballons 500 ou 1 000 ml ;

Béchers ;

Boîtes de masses marquées ; boîtes de masses divisionnaires ;

Burettes graduées ;

Entonnoir ;

Eprouvettes graduées 100 ml, 500 ml, 1 l ;

Erlenmeyers ;

Fiolle jaugée 1 l ;

Papier filtre ;

Rouleaux de papier indicateur de pH ;

Pipette graduée 10 ml ;

Spatules ;

Verres à pied.

*Le fait de disposer de cette liste atténue l'évaluation de vos capacités A.1. a).*

*Question n° 2.*

Commencer par repérer lequel des deux réactants est en excès.

Ne pas oublier que tous les ions présents en solution ne sont pas écrits dans l'équation-bilan.

*Ces indications atténuent l'évaluation de vos capacités A.2. b).*

*Question n° 3.*

Certaines propositions peuvent parfois vous guider pour accepter, refuser ou discuter les propositions précédentes.

Dans le cas de la proposition 2, la question *n'est pas* de déterminer si les ions sulfate catalysent ou non la réaction. Mais vous pourrez reprendre cette question dans vos propositions à la fin du devoir.

---

## COMMENTAIRES ACCOMPAGNANT L'EXERCICE DE CINÉTIQUE (CATALYSE)

Cet exercice n'est pas du type baccalauréat.

### **Un exercice expérimental ?**

Tel qu'il est proposé, l'exercice peut passer pour expérimental en ce sens qu'il est complètement réalisable en travaux pratiques.

On peut cependant imaginer les cas limites d'élèves capables de répondre correctement sur feuille à la première question (schémas annotés de matériel) sans pouvoir en assurer une réalisation expérimentale convenable ou, inversement, ceux qui sauraient mener à bien les expériences sans savoir les exprimer par des dessins.

Pour accentuer le caractère expérimental de l'exercice, il serait possible de modifier légèrement l'énoncé en posant les questions pendant une séance de travaux pratiques. Une autre méthode, plus originale, consisterait en une réalisation expérimentale : les expériences seraient présentées par le professeur progressivement ou d'un seul coup, les élèves observant les phénomènes et répondant directement par écrit aux questions posées oralement.

Selon la méthode utilisée, *ce ne sont plus les mêmes capacités qui sont testées auprès des élèves.*

De même, les capacités testées ne seront pas les mêmes si cet exercice est donné avant ou après l'étude de la catalyse en

classe. S'il est donné avant, il permettra de tester davantage les capacités C. 2. (en situation inconnue, plus rarement évaluable), a) ou b) selon qu'il est traité en travaux pratiques ou en classe.

### **Les indications complémentaires facultatives.**

La feuille d'indications complémentaires permet des énoncés moins directifs. Les élèves, moins guidés, doivent fournir un effort de réflexion supplémentaire ou disposer des connaissances requises. Ceux qui le désirent reçoivent des compléments d'information contre quelques points. Cela peut contribuer à moins décourager les plus faibles.

Mais il faut noter là encore que la fourniture de cette feuille modifie en général les capacités testées, dans un sens que l'on précise aux élèves. Par exemple, il est probable que certains élèves oublieront, en l'absence de feuille complémentaire, de calculer à la question n° 2 les quantités d'ions qui ne figurent pas dans l'équation-bilan. S'ils ne le font pas avec la feuille, la capacité A. 1. c) manque. S'ils le font sans la feuille, la capacité A.2. b) est testée positivement.

## **EXERCICE SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES.**

### *Texte.*

On a préparé au laboratoire un volume  $V$  d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C$  ( $V$  et  $C$  sont connus). Il est possible que des cristaux de chlorure de sodium aient été dissous dans  $S$ , sans que le volume ait été modifié.

Peut-on déterminer, à partir d'une des opérations indiquées ci-après (indépendantes les unes des autres) :

a) Si des cristaux ont effectivement été dissous ;

b) La masse  $m$  de chlorure de sodium anhydre dissous, dans le cas d'une réponse affirmative en a). Répondre par oui ou par non dans le tableau puis justifier chacune des réponses en détaillant, si nécessaire, les mesures et les calculs. Pour l'opération 4., préciser le rôle de l'acide nitrique.

### **Opérations réalisées.**

1. Mesure du pH de  $S$ .
2. Dosage de  $S$  par une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_A$ .
3. Pesée du résidu solide obtenu par évaporation de toute l'eau de  $S$ .
4. Etude du mélange de  $S$  et d'un excès d'une solution.

Opération	1	2	3	4
(a)				
(b)				

Cet exercice a pour objectif de placer les élèves de terminale devant une situation différente de celle rencontrée dans les exercices traditionnels. Il fait appel à des connaissances acquises dans les classes précédentes et considérées comme des connaissances de base. Il peut être posé avant ou après l'étude des acides et des bases. On teste dans les deux cas la capacité A (connaissances en chimie) mais dans le second cas le choix de la méthode de résolution pour les opérations 1 et 2 (avec ou sans calculs) relève de la capacité C.

L'exercice a été proposé dans quatre classes de Terminales C.

L'étude des réponses fait apparaître les points suivants :

### Opérations 1 et 2.

La plupart des élèves répondent « non » mais beaucoup justifient leur réponse par les calculs traditionnels (méthode générale de détermination des concentrations des espèces chimiques). Les élèves semblent « conditionnés » par la répétition d'exercice standardisés et ne font pas appel à la réflexion.

### Opération 3.

Les réponses sont cruellement révélatrices :

- des corps, rencontrés à plusieurs reprises, sont présentés dans des états physiques surprenants (hydroxyde de sodium ou sodium gazeux),
- la neutralité de la matière, traduite par une relation mathématique en début de devoir, est méconnue ici : le résidu est souvent formé d'ions  $\text{Na}^+$  et de chlorure de sodium,
- le terme d'évaporation n'est pas compris. De nombreux élèves n'ont pas trouvé la composition du résidu : par manque de connaissances (capacité A) et par incapacité de regrouper et d'organiser des connaissances incomplètes (capacité C).

**Opération 4.**

Si la plupart des élèves savent que le chlorure d'argent précipite, très peu font preuve de la capacité C : choisir une méthode expérimentale, décrire mesures et calculs. Quant à l'existence de l'hydroxyde d'argent, elle n'est connue que de 2 à 3 % des élèves.

---