

## CCP Chimie MP 2005 — Corrigé

Ce corrigé est proposé par Tiphaine Weber (Enseignant-chercheur à l'université) ; il a été relu par Sandrine Brice-Profeta (Professeur agrégé en école d'ingénieur) et François-Xavier Coudert (ENS Ulm).

---

Ce sujet aborde de manière très classique une grande partie des thèmes du programme de la filière MP au travers de l'étude de divers procédés d'épuration d'effluents, tant en phase liquide qu'en phase gazeuse. Il offre ainsi une bonne occasion de réviser l'ensemble du programme. Il est composé de cinq parties totalement indépendantes, qui peuvent par conséquent être abordées séparément. Aucune de ces parties ne présente d'énormes difficultés, bien qu'elles soient relativement calculatoires.

- La première partie comporte deux sous-parties indépendantes. La première permet d'élucider la structure de quelques édifices moléculaires étudiés par la suite, à l'aide de la théorie de Lewis et de la théorie VSEPR. La seconde étudie la transformation de ces composés dans le cadre de réactions d'oxydoréduction.
- La deuxième partie s'appuie sur le cours de chimie des solutions et notamment les équilibres acido-basiques et de précipitation pour étudier l'extraction des phosphates.
- La dernière partie comporte également deux sous-parties indépendantes. L'une applique le cours de thermodynamique, avec les lois de Hess et de Kirchhoff, à l'étude d'un incinérateur. L'autre aborde le problème de la récupération de certains effluents gazeux par l'étude du diagramme d'équilibre liquide-vapeur du mélange propanol-éthylbenzène.

## INDICATIONS

### Partie A

- A.1.2 Il est possible d'introduire dans la formule de Lewis des charges formelles supplémentaires afin de respecter la règle de l'octet pour tous les atomes.
- A.2.1 Calculer le nombre moyen d'oxydation du carbone en se basant sur l'électroneutralité de la molécule d'éthanol.
- A.2.2 Commencer par équilibrer les nombres d'oxydation à l'aide du nombre d'électrons échangés.
- A.2.4 Utiliser la loi des gaz parfaits pour calculer le nombre total de moles dans l'effluent.

### Partie B

- B.3.1 Quelle est l'espèce prédominante pour le phosphore à ce pH?
- B.3.3.2 Commencer par calculer les concentrations des ions restant en solution. Ajouter ensuite au magnésium en solution celui qui a précipité.

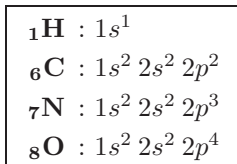
### Partie C

- C.1.6.1 La loi de Kirchhoff permet de calculer les enthalpies standard de formation à la nouvelle température de réaction.
- C.1.6.2 La quantité de chaleur cédée par l'effluent de sortie sert exclusivement à l'élévation de température de l'effluent d'entrée.
- C.2.1 L'éthylbenzène correspond sur le diagramme à un mélange de fraction molaire nulle en propan-1-ol.

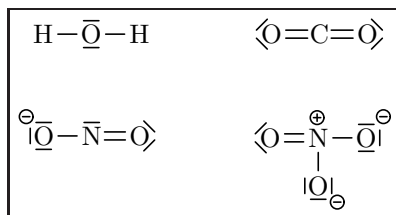
## A. L'ÉPURATION BIOLOGIQUE DES EAUX

### 1. Structure électronique et géométrie des molécules et des ions mis en jeu

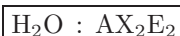
**A.1.1** D'après la règle de Klechkowski et le principe d'exclusion de Pauli, les structures électroniques des atomes  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^6\text{C}$ ,  ${}^7\text{N}$  et  ${}^8\text{O}$  dans leur état fondamental sont :



**A.1.2** Les formules de Lewis de ces molécules sont construites de telle manière que la règle de l'octet soit satisfaite pour tous les atomes. Dans la mesure du possible, on choisit les formules permettant de minimiser les charges atomiques. Lorsque la présence de charges est nécessaire, c'est l'atome le plus électronégatif de la molécule qui doit porter la charge négative. À partir des formules de Lewis atomiques, on obtient en respectant ces règles les formules de Lewis moléculaires représentées ci-dessous :



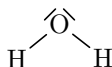
**A.1.3** Dans la molécule d'eau comme dans celle de dioxyde de carbone, on compte deux liaisons. Dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène central possède deux doublets non liants. Sa formule de Gillespie est donc



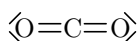
où X représente les liaisons de l'atome central avec d'autres atomes et E les doublets non liants entourant l'atome central. Au contraire, l'atome de carbone dans la molécule de dioxyde de carbone n'est entouré d'aucun doublet non liant et la formule de Gillespie de cette molécule est par conséquent



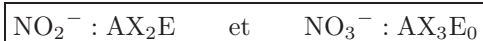
**A.1.4** La figure de répulsion dont découle la géométrie de la molécule d'eau est tétraédrique ( $\text{AX}_4$ ). Cette molécule est, par suite, **coudée** avec un angle de valence d'environ  $109^\circ$  :



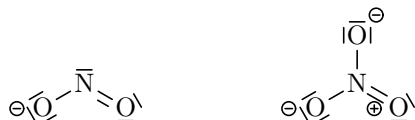
La molécule de dioxyde de carbone est, elle, **linéaire** :



**A.1.5** D'après les formules de Lewis écrites à la question A.1.2, dans l'ion nitrite l'atome d'azote central est entouré de deux liaisons et d'un doublet non liant. Dans l'ion nitrate il est entouré de trois liaisons. Leurs formules de Gillespie sont donc respectivement



**A.1.6** La figure de répulsion dont dérivent ces molécules est triangulaire ( $\text{AX}_3$ ). Elle est donc toutes deux **planes** et possèdent des angles de valence d'environ  $120^\circ$ .  $\text{NO}_3^-$  est triangulaire et  $\text{NO}_2^-$  est **coudée**.



## 2. Oxydation de la matière organique en présence de dioxygène

**A.2.1** L'oxygène possède ici un nombre d'oxydation de  $-II$ , comme dans la plupart des composés, et l'hydrogène un nombre d'oxydation de  $+I$ . Pour assurer l'électroneutralité de la molécule d'éthanol, le carbone doit donc avoir pour nombre moyen d'oxydation

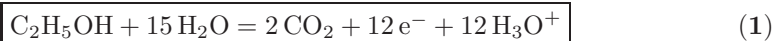
$$\text{n.o.}(\text{C}) = \frac{1}{2}(\text{II} - 6 \times \text{I}) = -\text{II}$$

En réalité les deux atomes de carbone de l'éthanol ne sont pas équivalents. Le carbone du groupe méthyle, lié à trois hydrogènes, moins électronégatifs que lui, est au degré d'oxydation  $-III$ , tandis que celui portant la fonction alcool est au degré d'oxydation  $-I$ . On peut retrouver ce résultat en attribuant les deux électrons de chaque liaison à l'atome le plus électronégatif.

De même, dans la molécule de dioxyde de carbone, on a

$$\text{n.o.}(\text{C}) = 2 \times \text{II} = +\text{IV}$$

**A.2.2** L'oxydation correspond à une perte d'électrons ou encore à une augmentation du nombre d'oxydation d'un élément. Lors de la transformation de l'éthanol en dioxyde de carbone, le nombre d'oxydation du carbone passe de  $-II$  à  $+IV$ , soit un échange de 6 électrons par atome de carbone. La demi-équation d'oxydation s'écrit alors



La réduction du dioxygène, ou gain d'électrons, correspond au passage de l'oxygène du degré d'oxydation 0 dans le dioxygène au degré d'oxydation  $-II$  dans l'eau. Chaque atome d'oxygène gagne donc 2 électrons, soit 4 au total pour la molécule de dioxygène. Cette demi-équation s'écrit donc

