



Concours ITA session 2016

Composition : **Chimie 2**

Durée : **2 Heures**



Institut National Polytechnique
Félix Houphouët – Boigny
SERVICE DES CONCOURS

Si, au cours de l'épreuve, un candidat repère ce qui lui semble être une erreur d'énoncé, il le signale sur sa copie et poursuit sa composition en expliquant les raisons des initiatives qu'il a été amené à prendre.

I - L'élément carbone

Le numéro (nombre) atomique du carbone est 6.

I.1 - Donner deux isotopes naturels du carbone. Préciser leurs nombres respectifs de protons et de neutrons.

I.2 - Donner la configuration électronique du carbone dans son état fondamental. Indiquer quels sont les électrons de la couche de valence.

I.3 - Dans quelle colonne et dans quelle ligne du tableau périodique trouve-t-on le carbone ? (On demande les numéros).

II. Ion carbure.

Un autre assemblage utilisant uniquement le carbone est l'ion carbure C_2^{2-} .

II.1) Quel est le nombre (degré) d'oxydation du carbone dans l'ion carbure ?

II.2) Écrire la formule de Lewis de cet ion.

La réaction d'eau sur le carbure de calcium CaC_2 donne en quantités de matières égales de l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ et un composé (A) ne contenant que du carbone et de l'hydrogène.

II.3) Écrire l'équation - bilan de cette réaction.

II.4) Préciser la formule de Lewis du composé (A) obtenu.

III - Moment dipolaire d'une liaison.

Lorsque deux atomes différents sont liés par une liaison covalente, le doublet de liaison peut être plus attiré par un atome que par l'autre. Il en résulte une charge partielle sur chacun des atomes de la liaison et donc un moment dipolaire.

III.1) On donne les longueurs des liaisons et les normes ρ des moments dipolaires à l'état gazeux des halogénures d'hydrogène HX (X = F, Cl, Br, I). On précise que les atomes F, Cl, Br, I sont placés dans cet ordre en descendant la colonne de la classification périodique.

Molécule	HF	HCl	HBr	HI
Longueur en nm	0,092	0,128	0,142	0,162
ρ en D	1,82	1,07	0,79	0,38

avec 1 D (debye) = $3,336 \times 10^{-30}$ C.m.

Calculer la charge partielle de chaque atome. (On exprimera cette charge partielle en fonction de la charge élémentaire e). On donne : $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C

III.2) Donner une définition de l'électronégativité ou une relation définissant cette propriété. Décrire rapidement l'évolution de cette propriété dans la classification périodique. Quel est l'élément le plus électro-négatif ? Indiquer sa position (numéro de ligne et de colonne) dans la classification périodique.

III.3) Dans l'échelle de Pauling l'électronégativité de l'hydrogène vaut 2,1 et celle de l'iode vaut 2,5. Indiquer les signes des charges partielles sur les atomes d'halogénure d'hydrogène HX. Représenter le vecteur moment dipolaire correspondant. Commenter l'évolution dans la série de HF à HI des charges partielles obtenues à la question III.1.

IV - Moment dipolaire global d'une molécule.

Une molécule de plus de deux atomes peut posséder un moment dipolaire global, par addition vectorielle des moments dipolaires de chacune de ses liaisons.

IV.1) Écrire la formule de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone. Cette molécule est linéaire. S'agit-il d'une molécule polaire ?

IV.2) Écrire la formule de Lewis de la molécule d'eau. La molécule d'eau est-elle linéaire ?

IV.3) La molécule de méthanal H_2CO présente l'enchaînement suivant : HCH avec O lié au C central. Écrire sa formule de Lewis.

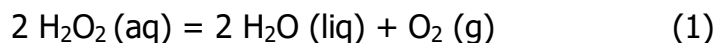
Cette molécule a une structure plane et les angles entre les liaisons sont voisins de 120° . Calculer le moment dipolaire du méthanal sachant que les moments dipolaires relatifs aux liaisons CH et CO valent dans cette structure 0,4D et 2,3D respectivement. On donne de plus les électronégativités dans l'échelle de Pauling : 2,5 pour C et 3,5 pour O.

IV.4) Le liquide tétrachlorométhane CCl_4 n'est pas miscible à l'eau. Donner une interprétation de ce fait expérimental.

IV.5) Le tétrachlorométhane est utilisé comme solvant. Sa constante diélectrique est : $\epsilon_r = 2,2$. Comparer succinctement ce solvant à l'eau (de constante diélectrique $\epsilon_r = 78$).

V. DECOMPOSITION DE L'EAU OXYGENEE

Le peroxyde d'hydrogène se décompose lentement en solution aqueuse selon la réaction d'équation-bilan (1) :



En absence de catalyseur, la réaction (1) est très lente. En présence d'ions Fe^{3+} , elle est d'ordre 2 par rapport au peroxyde d'hydrogène, on note k sa constante de vitesse dans ces conditions.

On considère $V_{\text{sol}} = 100,0 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène de concentration initiale $C_i = 2,00 \text{ mol.L}^{-1}$. À l'instant $t = 0$, on introduit une petite quantité d'ions Fe^{3+} et la réaction (1) démarre aussitôt. On mesure le volume $V(\text{O}_2)$ de dioxygène gazeux dégagé par la solution au cours du temps, sous pression $p = 1,013 \text{ bar}$ et à température $T = 298 \text{ K}$ fixées. Le dioxygène est considéré comme un gaz parfait, et on néglige sa solubilité dans l'eau.

On note $C_i - x$ la concentration en peroxyde d'hydrogène dans la solution étudiée à l'instant t .

V.1. Exprimer la vitesse de la réaction (1), notée r , à l'instant t , en fonction de k , C_i et x , dans l'hypothèse d'une réaction d'ordre 2 par rapport au peroxyde d'hydrogène.

V.2. En déduire une relation entre C_i , x , k et t .

V.3. Exprimer le temps de demi-réaction, noté $t_{1/2}$, au bout duquel la moitié du peroxyde d'hydrogène initial a été consommé, en fonction de k et C_i .

V.4. Exprimer le temps de trois-quarts de réaction, noté $t_{3/4}$, au bout duquel les trois-quarts du peroxyde d'hydrogène initial ont été consommés, en fonction de k et C_i .

V.5. En déduire la valeur du rapport $t_{3/4} / t_{1/2}$ dans l'hypothèse d'une réaction d'ordre 2.

V.6. On obtient expérimentalement les résultats suivants :

t / min	0	10	25	75	120	∞
$V(\text{O}_2) / \text{L}$	0	0,70	1,22	1,83	2,02	2,44

En utilisant le résultat de la question **V.5.**, montrer simplement que l'hypothèse d'ordre 2 est cohérente avec les résultats expérimentaux.

V.7. Calculer k , en précisant son unité.