

EPREUVE DE CHIMIE

1. Compléter le tableau ci-dessous.

Symbole	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
^{12}C	6		
$^9\text{F}^-$		10	
$^{55}\text{Mn}^{2+}$		30	

2. Définir la notion d'isotopes et présenter un exemple permettant d'expliquer cette définition.

3. Indiquer la configuration électronique de l'atome de chlore ($Z = 17$ et $A = 35$) et le nombre d'électrons sur sa couche externe.

4. Indiquer, en justifiant, la formule brute, la structure de Lewis et la géométrie VSEPR de la molécule de dioxyde de carbone.

5. On s'intéresse à la préparation de solutions aqueuses de chlorure de cuivre (II). On souhaite préparer 500 mL d'une solution à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$. Expliquer comment préparer cette solution sachant que le chlorure de cuivre (II) est un solide pur à 98%. Présenter les calculs ainsi que la démarche opératoire.

6. Décrire la méthode employée pour obtenir 50 mL de la solution de permanganate de potassium de concentration $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Présenter les calculs et la verrerie utilisée.

7. Ecrire la demi-équation d'oxydation du couple $\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$ et la demi-équation d'oxydation du couple Pb^{2+}/Pb , puis en déduire l'équation-bilan de la réaction de produisant en justifiant ($E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$; $E^\circ (\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}) = 1,47 \text{ V}$).

8. On souhaite déterminer la concentration inconnue d'une solution de dichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Pour cela, nous avons prélevé 10 mL de la solution que nous avons introduits dans une fiole jaugée de 100 mL complétée avec de l'eau distillée. Après homogénéisation, 10 mL de cette solution ont été prélevés et introduits dans un erlenmeyer de 100 mL en présence de 10 mL d'iodure de potassium KI de concentration $C_1 = 0,16 \text{ mol.L}^{-1}$ (en excès) et de 10 gouttes d'acide sulfurique concentré (en excès). Le diiode formé au cours de cette réaction est ensuite titré par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentration $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Le volume de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence est égal à 12,1 mL. Faire le schéma annoté du titrage. Comment est repérée visuellement l'équivalence au cours du titrage ?

9. On réalise la combustion d'un alcène de formule brute inconnue. La combustion complète de 0,5 mole de l'alcène a conduit à l'obtention de 110 g de dioxyde de carbone et 45 g d'eau. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion de cet alcène, puis, au moyen d'un tableau d'avancement, déterminer la formule brute de l'alcène.

10. En se basant sur la configuration électronique et l'électronégativité des atomes suivants, compléter le tableau ci-dessous.

Données : ${}_1\text{H}$ ${}_5\text{B}$ ${}_7\text{N}$ ${}_9\text{F}$

Molécule	Représentation de Lewis	Géométrie de la molécule	Molécule polaire ou apolaire
BF_3			
NH_3			

11. Il a été réalisé un suivi temporel de la réaction de synthèse de la lidocaïne. A l'état initial, dans un ballon bicol de 100 mL, il a été introduit 5,0 g de N-chloroacétyl-2,6-diméthylaniline (formule brute $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{NOCl}$) et 10,0 mL de diéthylamine (formule brute $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$). Afin de favoriser la réaction on ajoute 50 mL de toluène qui joue le rôle de solvant, permettant d'améliorer le contact entre les réactifs. Le mélange est chauffé à reflux. Le suivi cinétique de la réaction est réalisé par prélèvement du milieu réactionnel à différents temps. On réalise alors une trempe et l'acide formé est dosé par une solution de soude. Il est ainsi obtenu des valeurs de l'avancement x en fonction du temps de réaction.

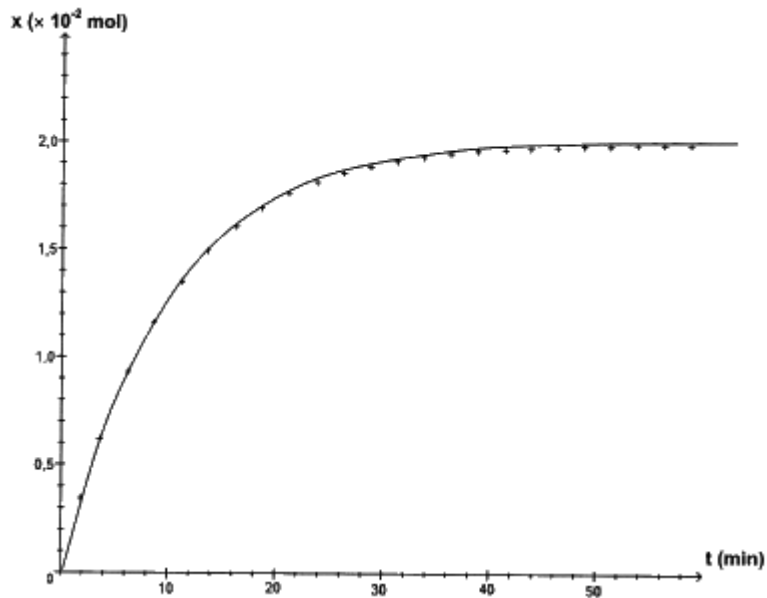
Une fois la réaction terminée, la lidocaïne est extraite du milieu réactionnel par distillation.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



Calculer les quantités de matière initiales des 2 réactifs puis établir le tableau d'avancement de la réaction et en déduire l'avancement maximal et le réactif limitant.

12. Le suivi cinétique de la réaction a permis de déterminer l'évolution de l'avancement de la réaction (x exprimé en 10^{-2} mol) en fonction du temps exprimé en minute.



Déterminer la composition du système après 2 minutes de réaction, puis déterminer graphiquement le temps de demi-réaction.

13. L'acide formique de formule chimique HCOOH est un monoacide de pK_a égal à 3,8. Ecrire l'équation-bilan de la dissociation de l'acide formique dans l'eau, puis donner l'expression littérale de la constante d'équilibre associée à cette réaction de dissociation dans l'eau et calculer sa valeur.

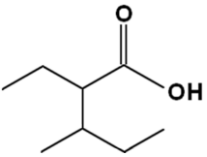
14. On étudie, à température maintenue constante, la réaction d'estérification entre l'acide propanoïque et l'éthanol. Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'estérification, puis exprimer la vitesse de disparition des réactifs et d'apparition des produits.

15. Le propan-2-ol peut subir une réaction d'oxydation catalytique en présence de dioxygène et de cuivre qui joue le rôle de catalyseur, conduisant au produit B. Ecrire l'équation-bilan correspondant et indiquer à quelle famille de molécules appartient B.

16. Intéressons-nous aux propriétés et à la préparation de solutions tampon phosphate. Ces solutions tampon sont préparées à partir des ions hydrogénophosphate HPO_4^{2-} et dihydrogénophosphate H_2PO_4^- ($\text{pK}_a (\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}) = 7,2$). Tracer le diagramme de prédominance des ions dihydrogénophosphate et hydrogénophosphate.

17. Calculer le pH de la solution préparée par le mélange de 60 mL d'une solution d'ions dihydrogénophosphate à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de 40 mL d'une solution d'ions hydrogénophosphate à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$

18. Compléter le tableau ci-dessous.

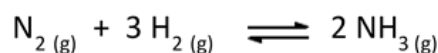
Formule topologique	Nom	Fonction(s) chimique(s)
	4-éthyl-octan-2-ol	
		

19. On fait réagir 0,500 g de propan-2-amine avec 1,000 g d'acide 2-méthylbutanoïque et on remarque la consommation totale de l'un des réactifs. Ecrire l'équation-bilan de la réaction mise en jeu en écrivant les formules semi-développées des réactifs et des produits, puis, au moyen d'un tableau d'avancement exprimé en quantités de matière, déterminer l'avancement maximal x_{\max} et le réactif limitant. Calculer la masse de produits formés en fin de réaction.

20. On s'intéresse à la cinétique de la réaction d'estérification de l'acide éthanoïque CH_3COOH avec l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, conduisant à la formation de l'éthanoate d'éthyle et de l'eau.

Pour mener cette étude, nous avons initialement mélangé 10 mol d'acide éthanoïque et 10 mol d'éthanol. Au cours de l'expérience, on considère que la température et le volume du mélange sont maintenus constants. Toutes les heures, on prélève 5 mL du milieu réactionnel puis on réalise une trempe. L'acide éthanoïque restant dans le milieu réactionnel est alors dosé. Expliquer comment est réalisée la trempe après chaque prélèvement. Quel facteur cinétique intervient lors d'une trempe ?

21. On s'intéresse à la synthèse de l'ammoniac NH_3 à partir du diazote et du dihydrogène.



L'état initial se compose d'un mélange de 0,20 mol de N_2 et 0,60 mol de H_2 . A l'état final, quand le système a cessé d'évoluer, 0,08 mol de NH_3 ont été obtenus. Au moyen d'un tableau d'avancement, établir la composition du système (en mol) à l'état final et justifier pourquoi l'état final est qualifié d'état d'équilibre. Donner l'expression littérale de la constante d'équilibre K_c de cette réaction en fonction des concentrations molaires des espèces puis calculer K_c , sachant que le volume du milieu réactionnel, lorsque le système est à l'équilibre, est égal à 200 mL