

Chimie

Corrigés des exercices Vers le bac

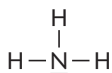
1 Transformations acide-base

Préparation à l'écrit

19 CORRIGÉ L'urée dans le milieu stomacal

1. H_3O^+ (aq), Cl^- (aq) et H_2O (l).
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$ donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-2,0}$,
soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

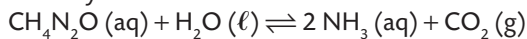
2. a. Pour l'ammoniac, schéma de Lewis :



et formule semi-développée : NH_3 .

b. Le doublet d'électrons non liants de l'atome d'azote est propice à la formation d'une liaison avec l'ion hydrogène H^+ , c'est donc une base : NH_4^+ (aq) / NH_3 (aq).

c. L'urée $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ réagit avec l'eau pour former de l'ammoniac NH_3 et du dioxyde de carbone :



d. NH_3 (aq) + H_3O^+ (aq) \rightarrow NH_4^+ (aq) + H_2O (l)

3. L'ammoniac réagit avec les ions oxonium, donc sa sécrétion permet de diminuer la concentration en ions oxonium autour de la bactérie. Le pH est ainsi moins acide autour de la bactérie qui peut donc survivre.

4. D'après le graphique, l'activité enzymatique de l'urée à $\text{pH} = 2$ est nulle. Or la bactérie parvient à survivre dans un tel milieu. Il est donc nécessaire d'envisager d'autres entités chimiques associées.

20 CORRIGÉ Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

1. L'eau est une espèce amphotère car elle peut se comporter tantôt comme une base, tantôt comme un acide.

2. $\text{HCl} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{Cl}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

3. D'après l'équation de la réaction :

$$n(\text{HCl}_{\text{apportée}}) = n(\text{H}_3\text{O}^+).$$

$$\text{Or } n(\text{HCl}_{\text{apportée}}) = \frac{V_1}{V_m} = \frac{5,0}{24,0} = 0,21 \text{ mol}.$$

Donc $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,21 \text{ mol}$.

On détermine la concentration en ions oxonium :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V_2} = \frac{0,21}{1,0} = 0,21 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4. Après la dilution par 10, la nouvelle concentration en ions oxonium est :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,21}{10} = 0,021 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

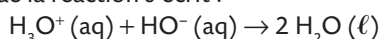
$$\text{soit } \text{pH} = -\log\left(\frac{0,021}{1}\right) \text{ donc } \text{pH} = 1,7.$$

5. • La quantité d'ions oxonium présents dans les 10,0 mL est :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{initial}} \times V_s$$

$$\text{soit } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,21 \times 10 \times 10^{-3} \text{ donc } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2,1 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

• L'équation de la réaction s'écrit :



La solution sera neutre si $\text{pH} = 7$, soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
soit $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{final}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final}} \times V_s$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{final}} = 1,0 \times 10^{-7} \times 10 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol}.$$

• La quantité d'ions hydroxyde à verser est donc :

$$n(\text{HO}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} - n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{final}}$$

$$\text{Soit } n(\text{HO}^-) = 2,1 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-9},$$

$$\text{donc } n(\text{HO}^-) = 2,1 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

Le volume à verser est :

$$V = \frac{n(\text{HO}^-)}{[\text{HO}^-]} = \frac{2,1 \times 10^{-3}}{0,10} = 21 \text{ mL}.$$

Préparation à l'ECE

1. Le facteur de dilution est :

$$F = \frac{C}{C_A} = \frac{1 \times 10^{-1}}{1 \times 10^{-2}} = 10.$$

Le volume de la solution à prélever est :

$$V = \frac{V_A}{F} = \frac{50 \times 10^{-3}}{10} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 5 \text{ mL}.$$

Protocole : Prélever à l'aide d'une pipette jaugée un volume de 5,0 mL de la solution S_0 . Verser dans une fiole de 50 mL. Remplir à moitié d'eau distillée. Boucher et agiter. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Boucher et agiter de nouveau.

2. Pour être propice à la fermentation, la solution de saumure finale doit avoir un $\text{pH} = 5,0$.

La concentration en ions oxonium dans la solution de saumure finale doit être : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La quantité d'ions oxonium présents dans la solution de saumure finale est de :

$$n = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V_s = 1,0 \times 10^{-5} \times 1,0$$

$$n = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

Le volume V de la solution S_A d'acide chlorhydrique à prélever est :

$$V = \frac{n}{C_A} = \frac{1,0 \times 10^{-5}}{1,0 \times 10^{-2}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 1,0 \text{ mL}.$$

3. Le pH attendu est donc de 5,0.

Les éventuelles sources d'erreurs expérimentales sont :

- volume de prélèvement de l'acide ;
- étalonnage du pH-mètre ;
- propreté des instruments, etc.

2 Méthodes physiques d'analyse

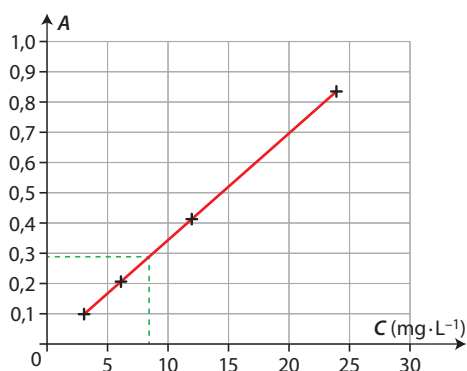
Préparation à l'écrit

23 CORRIGÉ Sirop de menthe glaciale

1. Le premier spectre présente une bande large et intense vers 3300 cm^{-1} , caractéristique de la liaison O-H d'un alcool ; il correspond donc au menthol. Le deuxième spectre présente une bande fine et intense vers 1700 cm^{-1} , caractéristique de la liaison C=O ; il correspond donc à la menthone.

2. Le spectre d'absorption du sirop présente un pic à environ 640 nm ; le sirop est donc de couleur bleu-vert.

3. La loi de Beer-Lambert indique que l'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration C en espèce absorbante. On reporte les points du tableau avec C en abscisse et A en ordonnée, puis on trace la droite passant au plus près de tous les points expérimentaux.



On détermine l'abscisse du point d'absorbance égale à 0,29, $C_s = 8,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. Le sirop ayant été dilué 5 fois, sa concentration en masse en colorant E133 est donc $C = 5 \times C_s = 58,5 = 43 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

4. La DJA du colorant E133 correspond, pour cet adolescent dont la masse corporelle est estimée à 60 kg, à une masse $m_{\text{max}} = 6,0 \times 60 = 360 \text{ mg}$. Cette valeur est environ 8 fois plus grande que la masse de colorant E133 dans un litre de sirop. Cet adolescent ne dépasserait donc pas sa DJA pour ce colorant E133.

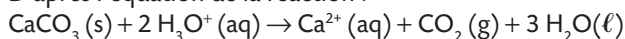
24 CORRIGÉ Sol truffier

1. L'acide chlorhydrique doit être introduit en excès afin que le carbonate de calcium CaCO_3 (s) soit le réactif limitant.

2. On applique l'équation d'état du gaz parfait : $P \times V = n \times R \times T$. La quantité de CO_2 formé est alors :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1,015 \times 10^2 \times 72 \times 10^{-6}}{8,314 \times 293} = 3,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

D'après l'équation de la réaction :



$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CO}_2) = 3,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

La masse de carbonate de calcium dans l'échantillon de terre est :

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \times M(\text{CaCO}_3) = 3,00 \times 10^{-3} \times (40,1 + 12,0 + 3 \times 16,0) = 3,00 \times 10^{-1} \text{ g.}$$

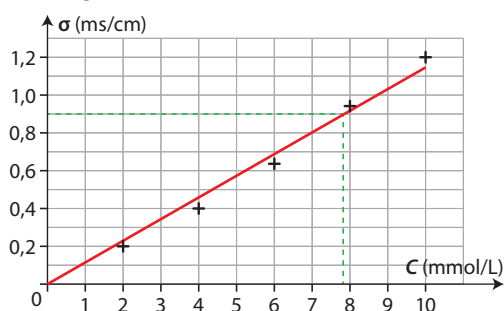
Le pourcentage massique en carbonate de calcium du sol analysé est :

$$\frac{3,00 \times 10^{-1}}{1,2} = 0,25 = 25 \text{ \%}$$

Ce pourcentage est bien compris entre 20 % et 60 % : le sol analysé est favorable à la culture de la truffe.

Préparation à l'ECE

1. On trace le graphe σ en fonction de C puis on trace la droite d'étalonnage qui passe au plus près de tous les points expérimentaux et par l'origine.



Pour la valeur $\sigma_{\text{sérum dilué}} = 0,90 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$, on détermine graphiquement la concentration en chlorure de sodium du sérum dilué : $C_{\text{sérum dilué}} = 7,8 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La solution de sérum physiologique ayant été diluée 20 fois, la concentration en chlorure de sodium de cette solution est :

$$C_{\text{sérum}} = 20 \times C_{\text{sérum dilué}} = 20 \times 7,8 = 0,156 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \approx 0,16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en masse en chlorure de sodium de la solution de sérum physiologique est alors :

$$t = C_{\text{sérum}} \times M(\text{NaCl}) = 0,156 \times 58,5 = 9,126 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \approx 9,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$2. \text{ Écart relatif : } 100 \times \frac{9,126 - 9,0}{9,0} = 1,4 \text{ \%}$$

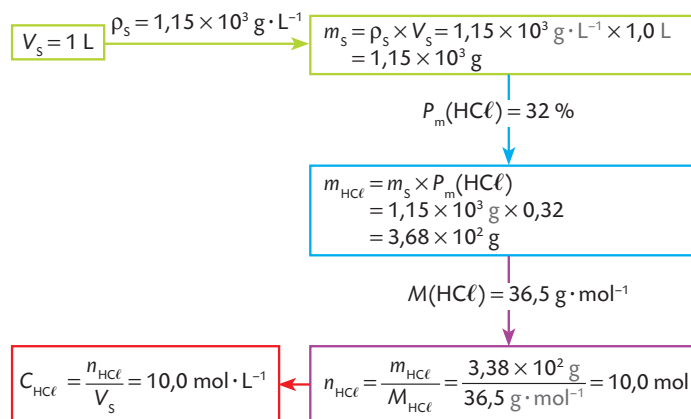
Le contrôle qualité est considéré comme satisfaisant car l'écart relatif est inférieur à 5 %.

3 Méthodes chimiques d'analyse

Préparation à l'écrit

24 CORRIGÉ Traitement d'un effluent

1. Détermination de la concentration en quantité de la solution commerciale S d'acide chlorhydrique :

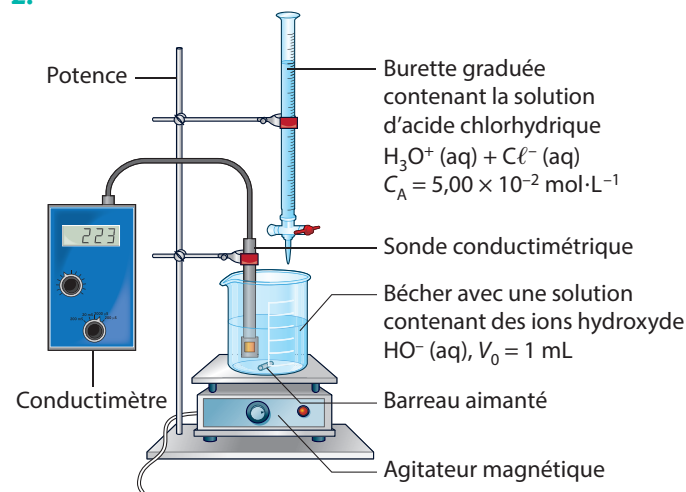


Lors de la dilution, la quantité de matière se conserve :

$$C_s \times V_s = C_A \times V_A \text{ soit } V_s = \frac{C_A \times V_A}{C_s} = 1,0 \text{ mL}$$

Protocole : À l'aide d'une pipette jaugée de 1,0 mL, prélever 1,0 mL de solution d'acide chlorhydrique et les verser dans une fiole jaugée de 200 mL. Ajouter de l'eau distillée, homogénéiser. Ajuster avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Homogénéiser la solution.

2.



3. Les ions présents au cours du titrage sont : Na^+ , HO^- , H_3O^+ et Cl^- .

Ions	Évolution des quantités de matière	
	$V < V_E$	$V > V_E$
HO^-	↘	0
Na^+	=	=
Cl^-	↗	↗
H_3O^+	0	↗

• Avant l'équivalence, la courbe est une droite de pente négative car tout se passe comme si, dans le bécher un ion HO^- fort conducteur est remplacé par un ion chlorure Cl^- moins conducteur.

• Après l'équivalence, la courbe est une droite de pente positive car les ions Cl^- et H_3O^+ s'accumulent dans le bécher.

4. Les segments de droite moyenne sont tracés. À l'intersection, le volume versé à l'équivalence est lu : $V_E = 13,0$ mL.

• Détermination de la concentration C_B en ions HO^- de l'effluent : À l'équivalence : $n(\text{HO}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$ soit :

$$C_B \times V_0 = C_A \times V_E \text{ et } C_B = C_A \times \frac{V_E}{V_0} = 6,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le pH est alors égal à : $14 + \log(6,5 \times 10^{-1}) = 13,8$ largement supérieur à la norme.

Par ailleurs, la concentration en ions sodium est telle que : $[\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] = 6,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La concentration en ions sodium dépasse également la norme.

5. Si les ions hydroxydes HO^- sont limitants, alors $x_f = C_B \times V_{\text{eff}}$.

Équation de la réaction		$\text{HO}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$		
État du système	Avancement (mmol)	Quantités de matière (mmol)		
		$n(\text{HO}^-)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	$x = 0$	$C_B \times V_{\text{eff}}$	$C \times V$	Excès
État final	$x = x_f$	0	$C \times V - C_B \times V_{\text{eff}}$	Excès

6.

Ressource numérique à télécharger : fichier Python

L'instruction ligne 6 permet de calculer la quantité d'ions hydroxyde

$\text{HO}^- (\text{aq})$ présents dans l'effluent. D'après le titrage : $C_B = C_A \times \frac{V_E}{V_0}$.

La quantité d'ions hydroxyde est égale à :

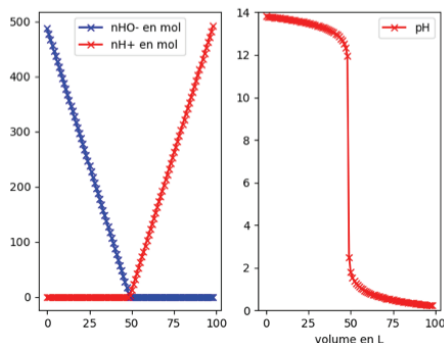
$$V_{\text{eff}} \times C_B \text{ soit } V_{\text{eff}} \times \left(C_A \times \frac{V_E}{V_0} \right) = V_{\text{eff}} \times \left(0,05 \times \frac{V_E}{0,001} \right).$$

7. • Lors des instructions lignes [23,27], le réactif limitant correspond aux ions hydronium $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$ car la quantité d'ions hydroxyde $\text{HO}^- (\text{aq})$ est positive à l'état final.

• Lors des instructions lignes [28,32], le réactif limitant correspond aux ions hydroxyde $\text{HO}^- (\text{aq})$ car la quantité d'ions hydronium H_3O^+ est positive à l'état final.

• Les instructions lignes [33,37] donnent le mélange stœchiométrique.

8. On réalise la simulation. Pour avoir $5 \leq \text{pH} \leq 8$, il faut verser environ $V = 50$ L d'acide chlorhydrique.



9. La concentration en ions sodium $\text{Na}^+ (\text{aq})$ sera toujours trop importante. L'entreprise devra donc diluer l'effluent pour diminuer la concentration en ions sodium $\text{Na}^+ (\text{aq})$.

25 Lutter contre le tartre

1. Par la méthode des dérivés, on détermine le volume versé à l'équivalence ; V_E est égal à 12,0 mL.

À l'équivalence : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-)$, soit :

$$C_S(\text{H}_3\text{O}^+) \times V_S = C_B \times V_E \text{ et } C_S(\text{H}_3\text{O}^+) = C_B \times \frac{V_E}{V_S} = 1,2 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La concentration C_a en ions H_3O^+ du détartrant est donc :

$$C_a = 20 \times C_S(\text{H}_3\text{O}^+) = 2,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

2. • Évaluation du volume de tartre :

$$V_{\text{tartre}} = e_{\text{tartre}} \times S_{\text{tartre}} \text{ avec } S_{\text{tartre}} = 2\pi R^2 + 2\pi R h$$

$$\text{soit } V_{\text{tartre}} = 2,0 \times 10^{-5} \text{ m}^3.$$

• Détermination de la quantité de carbonate de sodium $n(\text{CaCO}_3)$:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{\rho V_{\text{tartre}}}{M(\text{CaCO}_3)} = 0,53 \text{ mol}.$$

• Détermination de la quantité d'ions hydronium H_3O^+ nécessaire :

$$\text{À l'équivalence : } \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = n(\text{CaCO}_3)$$

$$\text{soit } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \times n(\text{CaCO}_3) = 1,1 \text{ mol}.$$

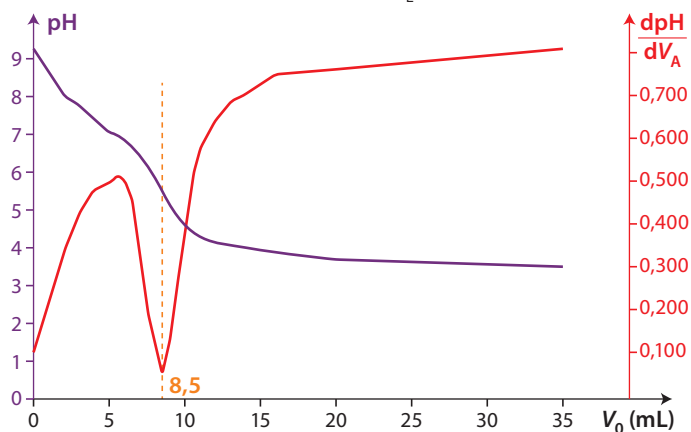
• Détermination du volume V_0 de détartrant à utiliser :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a \times V_0 \text{ soit } V_0 = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{C_a} = 441 \text{ mL};$$

donc $V_0 < 750$ mL, le flacon est suffisant pour détartrer totalement tout le tambour.

Préparation à l'ECE

1. On trace la courbe $\text{pH} = f(V_A)$, par la méthode de la dérivée, on détermine le volume équivalent $V_E = 8,5$ mL.



À l'équivalence $n(\text{HCO}_3^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$

$$\text{soit } n(\text{HCO}_3^-) = C_A \times V_E = 5,00 \times 10^{-3} \times 8,5 \times 10^{-3} = 4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

La quantité d'ions hydrogencarbonate contenue dans la pastille est égale à $4,3 \times 10^{-5}$ mol.

2. Quelques exemples de sources d'erreur :

- pertes de matière lors du transvasement du mortier au bécher ;
- lecture des volumes de solution d'acide versée ;
- détermination du volume équivalent.

3. La quantité d'ions sodium contenue dans une pastille est égale à : $n(\text{Na}^+) = n(\text{HCO}_3^-) = 4,3 \times 10^{-5}$ mol et donc la masse de sodium est égale à :

$$m(\text{Na}) = n(\text{Na}^+) \times M(\text{Na}) = 9,8 \times 10^{-4} \text{ g}.$$

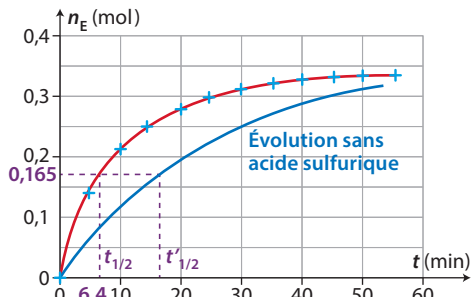
Pour la consommation de trois pastilles, la masse la masse de sodium est égale à $2,9 \times 10^{-3} \text{ g} \approx 3$ mg. Quelque soit le régime hyposodé, il est possible de consommer une pastille après chaque repas.

4 Modélisation macroscopique de l'évolution d'un système

Préparation à l'écrit

22 CORRIGÉ Le parfum de poire

1. Voir la courbe en bleu sur le graphique suivant.



2. La vitesse d'apparition de l'acétate d'amyle à un instant t est égale au coefficient directeur de la tangente à la courbe à cet instant. Au cours du temps, si on trace quelques tangentes en des points différents, on constate que leur coefficient directeur diminue. La vitesse d'apparition de l'acétate d'amyle diminue donc au cours du temps.

3. Le temps de demi-réaction est le temps qu'il faut pour former la moitié de la quantité finale de produit.

Ici $n_{E_{\max}} = 0,330$ mol donc $\frac{n_{E_{\max}}}{2} = 0,165$ mol, qui est atteint pour un temps $t = t_{1/2} = 6,4$ min (voir la construction sur le graphique ci-dessus).

4.a. Sans ajout d'acide sulfurique, qui joue le rôle de catalyseur, la vitesse de réaction diminuerait, et donc le temps de demi-réaction serait plus grand. En augmentant la température, qui est un facteur cinétique, la vitesse de réaction augmenterait, et donc le temps de demi-réaction serait plus petit.

b. L'état d'équilibre sera plus long à atteindre. Mais l'état final sera le même (voir l'allure de la courbe représentée en rouge sur le graphique).

23 CORRIGÉ Ordre d'une réaction

1. La relation $v = k \times [H_2O_2]$ montre que la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène est proportionnelle à sa concentration. La réaction est donc d'ordre 1 par rapport au peroxyde d'hydrogène.

2. Le programme simule l'évolution de la concentration en peroxyde d'hydrogène pour des intervalles de temps $\Delta t = 0,01$ h. Pour comparer avec l'expérience faite pendant 6 h, on choisit donc de faire le calcul sur $N = 600$ points afin que la durée totale soit égale à $0,01 \times 600 = 6$ h.

3. La vitesse de disparition est définie par :

$$v_{\text{disp}} = - \frac{C[i+1] - C[i]}{t[i+1] - t[i]}$$

Or $v_{\text{disp}} = k \times C[i]$ donc $C[i+1] = C[i] - (t[i+1] - t[i]) \times k \times C[i]$ qui est la relation de la ligne 11 du programme.

4. Ce sont les lignes 13 à 15 qui conduisent au tracé de l'évolution de la concentration mesurée expérimentalement en fonction du temps.

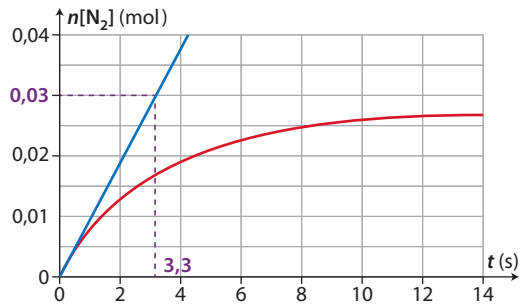
24 CORRIGÉ Vitesse d'une réaction

1.a. Un catalyseur est une espèce qui accélère une réaction chimique. Au cours de la transformation, il est consommé puis régénéré totalement. Sa formule n'apparaît pas dans l'équation de la réaction.

b. « ...métaux nobles tels que le Pt qui accélèrent notamment la réaction de réduction des oxydes d'azote... »
« ...les métaux nobles, bien que non consommés, ... »

2. Le diazote étant un gaz, on peut utiliser comme capteur un pressiomètre.

3. La vitesse peut être déterminée graphiquement : c'est la pente de la tangente à la courbe donnant l'évolution de $n_{N_2}(t)$. On trace la tangente au point $t = 0$. Elle passe par le point $A(3,33 \text{ s} ; 0,03 \text{ mol})$.



La vitesse instantanée d'apparition du diazote est égale à :

$$v(0) = \frac{0,03 - 0}{3,3 - 0} = 0,009 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

Remarque : la vitesse s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$ et non en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ car les données sont exprimées en mol et non en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4. D'après l'énoncé, 5×10^4 L de gaz sortent en moyenne du pot d'échappement par heure, soit approximativement $14 \text{ L} \cdot \text{s}^{-1}$. Le volume molaire étant égal à $30 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, cela représente une quantité de gaz de $\frac{14}{30} = 0,47$ mol par seconde.

La moitié du gaz est du monoxyde d'azote soit une quantité d'environ 0,23 mol par seconde.

La vitesse de production de monoxyde d'azote NO (g) par le pot d'échappement est donc approximativement de $0,23 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$.

Or la question 3.b. nous a montré que la vitesse d'apparition de diazote N_2 (g) est égale approximativement à $0,009 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$.

D'après l'équation de réaction, quand une mole de diazote N_2 (g) est formée, deux moles de monoxyde d'azote NO (g) sont consommées. Donc la vitesse de disparition du monoxyde d'azote NO (g) est environ égale à $0,009 \times 2 = 0,018 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$.

On constate donc que la vitesse de production de monoxyde d'azote NO (g) par le pot d'échappement est $\frac{0,23}{0,018} = 12,7$,

soit environ 13 fois plus grande que la vitesse de disparition du monoxyde d'azote NO (g) par la réaction proposée. On ne peut donc pas remplacer le pot catalytique par cette réaction.

Préparation à l'ECE

1. En mélangeant la soude et l'éthanoate d'éthyle, d'après l'équation de la réaction chimique, un ion HO^- est remplacé par un ion $C_2H_3O_2^-$. Or ces deux ions ont des conductivités molaires ioniques différentes, donc la conductivité de la solution va varier au cours du temps. Et cette variation va directement dépendre de la variation de $[HO^-]$. Le suivi cinétique est donc possible.

2. Protocole du suivi cinétique :

- Prélever 20 mL de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_0 grâce à la poire à pipeter et à la pipette jaugée de 20 mL fournie, et introduire ce volume dans un bécher de 200 mL.
- Prélever environ 80 mL d'eau distillée dans l'éprouvette graduée de 100 mL et les ajouter dans le bécher.
- Ajouter un barreau aimanté dans le bécher et positionner le bécher sur un agitateur magnétique.
- Tremper la cellule du conductimètre dans le bécher en vous assurant qu'elle est bien immergée et mettre en marche l'agitateur magnétique.
- Lire la valeur de la conductivité de la solution à cet instant ($t = t_0$).
- Prélever 2 mL d'éthanoate d'éthyle pur grâce à la poire à pipeter et à la pipette jaugée de 2 mL fournie.
- Introduire les 2 mL d'éthanoate d'éthyle pur dans le bécher et déclencher un chronomètre.
- Relever la valeur de la conductivité de la solution à intervalles de temps réguliers.

5 Modélisation microscopique de l'évolution d'un système

Préparation à l'écrit

20 Synthèse d'un explosif

- $\text{Cl}_2 + \text{AlCl}_3 \rightleftharpoons \text{Cl}^+ + \text{AlCl}_4^-$
 - $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}^+ \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}^+$
 - $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}^+ \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{H}^+$
 - $\text{AlCl}_4^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{AlCl}_3 + \text{HCl}$

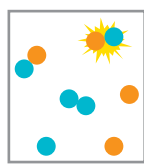
2. Le trichlorure d'aluminium AlCl_3 est le catalyseur ; il est consommé dans l'étape (1) et régénéré totalement dans l'étape (4).

3. a. Le deuxième produit de la réaction est l'acide chlorhydrique HCl .

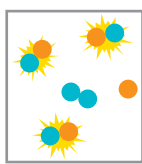
b. $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}(\text{l}) + \text{HCl}(\text{g})$

4. a. Une augmentation de température va augmenter la fréquence des chocs, et donc celle des chocs efficaces. La vitesse de la réaction va donc augmenter.

b. Le nombre de chocs efficaces augmente lorsque la température augmente :



Modélisation du mélange réactionnel à 25 °C



Modélisation du mélange réactionnel à 55 °C

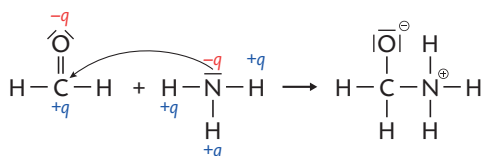
21 Origine de la vie dans l'espace

1. a. L'atome d'azote N est le site donneur dans la molécule d'ammoniac NH_3 .

L'atome de carbone C est le site accepteur dans la molécule de méthanal CH_2O .

Le site donneur (N) de l'ammoniac NH_3 interagit avec le site accepteur (C) du méthanal CH_2O .

b.



2. a. A est consommé puis régénéré totalement, c'est donc un catalyseur.

A est l'ion hydrogène H^+ .

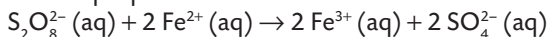
b. La liaison $\text{O}-\text{H}$ est polarisée en raison de la différence d'électronégativité entre les atomes d'hydrogène H et d'oxygène O. Cette liaison se casse et le doublet va sur l'atome le plus électro-négatif : l'oxygène.

Préparation à l'ECE

1. L'ajout des ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ dans le bécher (a) a permis d'obtenir une solution jaune-orangée plus intense que celle du bécher (b), prouvant ainsi une formation plus rapide du diiode $\text{I}_2(\text{aq})$. Les ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ ont donc permis une réaction rapide entre les ions peroxodisulfate et iodure. Il a donc joué le rôle de catalyseur.

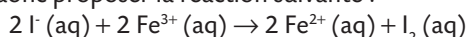
2. Tube (a) : formation d'un précipité rouge. Cela traduit la présence d'ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$.

On peut donc proposer la réaction suivante :

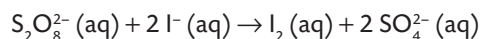


Tube (b) : phase organique violette. Cela traduit la présence de diiode I_2 .

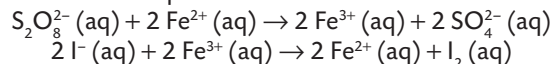
On peut donc proposer la réaction suivante :



3. L'introduction des ions fer (II) a donc remplacé une réaction lente :



par deux réactions rapides :



4. La catalyse a modifié le mécanisme puisqu'elle a remplacé une réaction lente par deux réactions rapides.

6 Évolution d'un système, siège d'une transformation nucléaire

Préparation à l'écrit

32 La découverte de la radioactivité artificielle et ses applications

1. a. La particule α est un noyau d'hélium 4 de symbole ${}^4_2\text{He}$.

b. ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^4_2\text{He}$

c. Le phosphore 30 est radioactif β^+ . Son équation de désintégration s'écrit : ${}^{30}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{30}_{14}\text{Si} + {}^0_1\text{e}$

d. $N(t = 13 \text{ min}) = 1000 \times \exp\left(-\ln(2) \times \frac{13 \times 60}{3 \times 60 + 15}\right)$
 $= 63$ noyaux

2. a. La demi-vie est le temps au bout duquel la moitié des noyaux présents initialement se sont désintégrés, ou que l'activité initiale a été divisée par deux.

Par lecture graphique : $t_{1/2} = 6 \text{ h}$.

b. $A(t = 120 \text{ h}) = 400 \times \exp\left(-\ln(2) \times \frac{120}{6}\right)$
 $= 4 \times 10^{-4} \text{ MBq} = 4 \times 10^2 \text{ Bq}$

c. $A(t = 3,5 \text{ h}) = 400 \times \exp\left(-\ln(2) \times \frac{3,5}{6}\right) = 267 \text{ MBq}$.

La durée écoulée au bout de $20 \times t_{1/2}$ est égale à 120 heures soit 5 jours $\left(\frac{120}{24} = 5\right)$.

La date associée, à partir du lundi 15 heures, est le samedi 15 heures.

33 La datation à l'uranium 238

1. Par détermination graphique : $t_{1/2} = 4,5 \times 10^9 \text{ an}$.

$$\lambda = \frac{\ln(2)}{t_{1/2}} = \frac{\ln(2)}{4,5 \times 10^9} = 1,5 \times 10^{-10} \text{ an}^{-1}$$

2. Le nombre initial de noyaux d'uranium 238 : $N_0 = 5,0 \times 10^{12}$.

L'équation différentielle vérifiée par $N(t)$ peut s'écrire :

$$\frac{dN(t)}{dt} = -\lambda N(t)$$

La fonction dérivée $\frac{dN(t)}{dt}$ est proportionnelle à la fonction N .

La solution est donc de la forme : $N(t) = A \times e^{-\lambda \times t}$.

On exprime la condition initiale :

$$N(0) = N_0 \Leftrightarrow A = N_0 = 5,0 \times 10^{12}$$

La solution s'écrit : $N(t) = N_0 \times e^{-\lambda \times t}$

$$\text{soit } N(t) = 5,0 \times 10^{12} \times e^{-1,5 \times 10^{-10} \times t}$$

3. $N_0 = N(t) + N_{\text{pb}}$.

4. $N(t) = N_0 - N_{\text{pb}} = 4,5 \times 10^{12}$

soit t égal à $0,5 \times 10^9 \text{ an} = 5 \times 10^8 \text{ an}$ (500 millions d'années).

Cela est bien compatible avec la fin de la première ère interglaciaire.

Préparation à l'ECE

1. Il faut sélectionner le technétium en écrivant son symbole Tc dans la barre de sélection.

2. Le noyau fils pour une radioactivité β^+ est situé en diagonale sur la ligne en dessous, à droite et pour une radioactivité β^- est situé en diagonale sur la ligne au-dessus, à gauche.

Les isotopes recherchés sont : ^{94}Tc ; ^{95}Tc ; ^{96}Tc ; ^{97}Tc ; ^{98}Tc ; ^{99}Tc ; ^{100}Tc ; ^{101}Tc ; ^{102}Tc .

3. Le technétium ne possède aucun isotope stable, c'est la raison pour laquelle il a été identifié en dernier.

7 Sens d'évolution spontanée d'un système chimique

Préparation à l'écrit

27 Solubiliser l'aspirine

1. On a $n(\text{HA})_i = \frac{m(\text{HA})_i}{M(\text{HA})} = 2,78 \times 10^{-3}$ mol.

Équation de la réaction		$\text{HA}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{HA}(\text{aq})$	
État du système	Avancement (mmol)	Quantités de matière (mmol)	
		$n(\text{HA}(\text{s}))$	$n(\text{HA}(\text{aq}))$
État initial	$x = 0$	2,78	0
État final	$x = x_f$	$2,78 - x_f = 2,32$	$x_f = 0,458$

On a $x_f = 0,458$ mmol et $x_{\text{max}} = 2,78$ mmol,

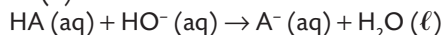
soit $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = 16,5\%$. La transformation n'est pas totale.

2. a. $Q_{r,f} = \frac{[\text{HA}]_f}{c^0} = \frac{n(\text{HA})}{V \times c^0} = 1,83 \times 10^{-2}$.

b. À l'état final, le système a atteint un état d'équilibre, donc $K_1 = Q_{r,f} = 1,83 \times 10^{-2}$.

c. Les espèces présentes dans le système sont : $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, $\text{HA}(\text{s})$ et $\text{HA}(\text{aq})$.

3. L'équation (2) s'écrit :



4. a. L'ajout d'ions hydroxyde fait diminuer la concentration de l'acide acétylsalicylique $\text{HA}(\text{aq})$. Le quotient de réaction $Q_{r,1}$ diminue.

b. Si $Q_{r,1}$ diminue, il devient alors inférieur à K_1 . Le système évolue alors dans le sens direct de l'équation.

5. Puisque tout l'acide acétylsalicylique $\text{HA}(\text{s})$ s'est dissous, la transformation (1) est totale.

6. Si on ajoute de l'acide chlorhydrique à la solution, les ions hydronium réagissent avec l'acétylsalicylate $\text{A}^-(\text{aq})$ selon la réaction d'équation : $\text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{HA}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

Le quotient de réaction $Q_{r,1}$ augmente car la concentration de $\text{HA}(\text{aq})$ augmente, il devient alors supérieur à K_1 . La transformation évolue alors dans le sens inverse de l'équation : des grains de cristaux d'acide acétylsalicylique se reforment.

28 Choisir une pile bouton

1. Les deux couples oxydant / réducteur intervenant dans la pile saline sont : $\text{ZnO}(\text{s}) / \text{Zn}(\text{s})$ et $\text{MnO}_2(\text{s}) / \text{MnO}_2\text{H}(\text{s})$.

2. Les constituants ne doivent pas être mis en contact sinon le transfert d'électrons serait direct et aucune énergie électrique ne pourrait être récupérée.

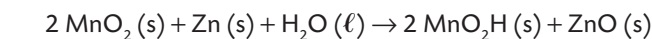
3. • L'électrode de carbone est la borne positive de la pile car elle a été branchée à la borne COM du voltmètre et la tension mesurée est négative. Les électrons circulent donc de l'électrode de zinc vers l'électrode de carbone.

• L'électrode de carbone capte les électrons au circuit extérieur, MnO_2 se réduit. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit : $\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2\text{H}(\text{s}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

• L'électrode de zinc fournit les électrons ; $\text{Zn}(\text{s})$ est oxydé en $\text{ZnO}(\text{s})$. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



• En combinant les deux équations des réactions électrochimiques, l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile s'écrit :



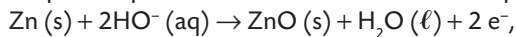
4. Les quantités initiales de réactifs sont :

$$n_i(\text{MnO}_2) = \frac{m(\text{MnO}_2)}{M(\text{MnO}_2)} = 3,45 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{et } n_i(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = 1,53 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Le zinc correspond au réactif limitant car $\frac{n_i(\text{Zn})}{1} < \frac{n_i(\text{MnO}_2)}{2}$.

D'après l'équation de la réaction électrochimique :



$$n(\text{e}^-)_{\text{max}} = 2 \times n_i(\text{Zn}) ;$$

$$\text{donc } Q_{\text{max}} = n(\text{e}^-)_{\text{max}} \times N_A \times e = 2 \times n_i(\text{Zn}) \times N_A \times e = 295 \text{ C.}$$

5.

	Énergie de la pile $\mathcal{E} = U \times Q_{\text{max}}$ (en J)	Masse m de la pile (en g)	Énergie pour 1 g de pile (en $\text{J} \cdot \text{g}^{-1}$)
Alcaline	443	1,5	295

6. a. Le lithium joue le rôle de réducteur.

b. L'élément sodium appartient à la même famille que le lithium, il peut donc éventuellement être substitué à l'élément lithium.

7.

	Énergie de la pile $\mathcal{E} = U \times Q_{\text{max}}$ (en J)	Masse m de la pile (en g)	Énergie pour 1 g de pile (en $\text{J} \cdot \text{g}^{-1}$)
Alcaline	443	1,5	295
Oxyde d'argent	705	1,3	542
Lithium	1 950	1,8	1 083

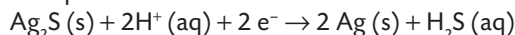
Les piles lithium sont les piles qui ont l'énergie par unité de masse la plus élevée. Elles peuvent donc stocker plus d'énergie et sont donc très utilisées. Leur durée de vie doit être plus grande.

Préparation à l'ECE

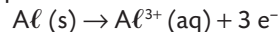
1. L'intensité du courant est positive. Sachant que la feuille d'aluminium est branchée à la borne COM de l'ampèremètre, le sens conventionnel du courant est donc dirigé de la cuillère vers la feuille d'aluminium. Le sens de circulation des électrons est inverse. La cuillère joue le rôle d'électrode positive car les électrons circulent de la borne négative vers la borne positive.

2. En l'absence de pont salin, tout se passe comme si un interrupteur ouvert était présent. Aucun courant ne pourrait donc circuler. L'intensité du courant serait donc nulle.

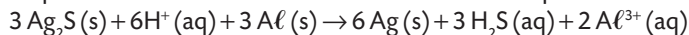
3. • La cuillère est la borne positive de la pile, les électrons arrivent et sont captés par $\text{Ag}_2\text{S}(\text{s})$ qui est réduit. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



• La feuille d'aluminium fournit les électrons au circuit extérieur, $\text{Al}(\text{s})$ s'oxyde. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



• En combinant les deux équations des réactions électrochimiques, l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile s'écrit :



D'après l'équation de fonctionnement, il est donc envisageable d'éliminer le dépôt noir de sulfure d'argent et de redonner à l'objet un éclat argenté.

6. Lorsque l'on veut redonner de l'éclat à un objet argenté, il n'est pas nécessaire de réaliser un transfert indirect d'électrons, il suffit de mettre en contact les réactifs. Il suffit donc de placer l'objet à nettoyer entouré d'une feuille d'aluminium dans un récipient (saladier). On ajoute une solution de chlorure de sodium pour augmenter la conduction électrique. Un transfert direct d'électrons se réalise. L'expérience dure une dizaine de minutes.

8 Force des acides et des bases

Préparation à l'écrit

31 Une astuce culinaire

1. Comme $\text{pH} > \text{p}K_{A_2}$, l'espèce prédominante dans la solution est $(\text{CH}_3)_3\text{N}(\text{aq})$.

Diagramme de prédominance :



2. Le tableau d'avancement de la réaction entre la triméthylamine et l'eau s'écrit :

Équation	$(\text{CH}_3)_3\text{N}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$
État initial ($x = 0 \text{ mol}$)	$n = C \times V$ Solvant 0 0
État en cours (x)	$n - x$ Solvant x x
État final (x_f)	$n - x_f$ Solvant x_f x_f

L'avancement final x_f est :

$$x_f = n_{\text{éq}}(\text{HO}^-) = [\text{HO}^-]_{\text{éq}} \times V$$

$$x_f = \frac{K_e \times V}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}} = \frac{K_e \times V}{10^{-\text{pH}}} = \frac{1,0 \times 10^{-14} \times 50 \times 10^{-3}}{10^{-10,9}}$$

$$x_f = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{Et } n = C \times V = 1,0 \times 10^{-2} \times 50 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

La composition finale de la solution est :

$$n_{\text{éq}}((\text{CH}_3)_3\text{N}) = n - x_f = 5,0 \times 10^{-4} - 4,0 \times 10^{-5} = 4,6 \times 10^{-4} \text{ mol ;}$$

$$n_{\text{éq}}((\text{CH}_3)_3\text{NH}^+) = n_{\text{éq}}(\text{HO}^-) = x_f = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

3. La triméthylamine n'est pas entièrement consommée à la fin de la réaction, la réaction n'est donc pas totale, la triméthylamine est une base faible dans l'eau.

4. À concentrations apportées égales, la triméthylamine $(\text{CH}_3)_3\text{N}(\text{aq})$ est une base plus forte dans l'eau que les ions éthanoate $\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$ car $\text{p}K_{A_2} > \text{p}K_{A_1}$.

5. L'indicateur coloré adapté à ce titrage doit contenir le pH équivalent pH_E dans sa zone de virage. Graphiquement, $\text{pH}_E = 8,6$. Donc seule, la phénolphtaléine conviendrait pour ce titrage car sa zone de virage est $[8,0 - 10,0]$.

$$6. \text{pH} = \text{p}K_A + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{éq}}} \right)$$

7. a. Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par ajout de petites quantités d'acide ou de base ou par dilution.

b. À la demi-équivalence du titrage, $\text{pH} = 4,8 = \text{p}K_A$. Le mélange réactionnel contient de l'acide éthanoïque et des ions éthanoate en concentrations égales. L'ajout d'hydroxyde de sodium fait peu varier le pH de la solution. On a donc réalisé une solution tampon à la demi-équivalence du titrage.

$$8. K_{A_2} = \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]_{\text{éq}}}$$

$$\text{donc : } \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]_{\text{éq}}}{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{K_{A_2}} = \frac{10^{-\text{pH}}}{10^{-\text{p}K_{A_2}}} = 10^{\text{p}K_{A_2} - \text{pH}}$$

$$9. \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]_{\text{éq}}}{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]_{\text{éq}}} = 10^{9,8-6,5} = 10^{3,3} \approx 2,0 \times 10^3$$

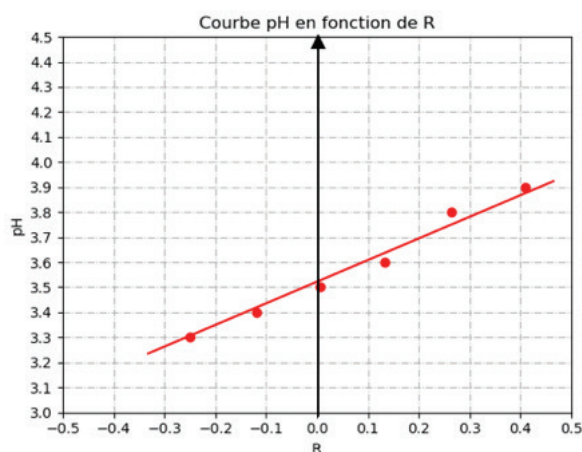
10. Quand on ajoute du vinaigre, alors :

$$[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]_{\text{éq}} = 2,0 \times 10^3 \times [(\text{CH}_3)_3\text{N}]_{\text{éq}}$$

L'espèce d'odeur nauséabonde $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ est alors très minoritaire dans l'eau de cuisson.

Préparation à l'ECE

```
1. import matplotlib.pyplot as plt
2 from numpy import log10, arange
3 Vb = [0.010, 0.012, 0.014, 0.016, 0.018, 0.020]
4 pH = [3.3, 3.4, 3.5, 3.6, 3.8, 3.9]
5 R=[]
6 for i in Vb :
7     R.append(log10(0.1*i/(0.5/180-0.1*i)))
8 plt.title('Courbe pH en fonction de R')
9 plt.xlabel('R')
10 plt.ylabel('pH')
11 plt.axis(xmin=-0.5,xmax=0.5,ymin=3,ymax=4.5)
12 plt.xticks(arange(-0.5,0.6,0.1))
13 plt.yticks(arange(3,4.6,0.1))
14 plt.grid(linestyle="--")
15 plt.plot(R, pH, 'ro')
16 plt.show()
```



2. Comme $\text{pH} = \text{p}K_A + R$, on a $\text{pH} = \text{p}K_A$ lorsque $R = 0$.

Le graphe coupe l'axe des ordonnées en un point dont l'ordonnée vaut $\text{p}K_A$. Graphiquement, $\text{p}K_A \approx 3,5$

9 Forcer l'évolution d'un système

Préparation à l'écrit

17 CORRIGÉ Obtention de lithium et de dichlore par électrolyse

1. ① : Li^+ ; ② : Li ; ③ : Cl^- ; ④ : Cl_2 ; ⑤ : cathode ; ⑥ : anode

2. $Q = I \times \Delta t = n(e^-) \times F$.

D'après la demi-équation redox : $\text{Li}(\text{s}) \rightarrow \text{Li}^+(\text{aq}) + e^-$

on déduit : $n(e^-) = n(\text{Li})$.

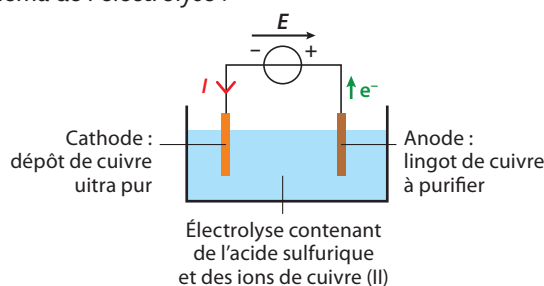
$$I \times \Delta t = n(\text{Li}) \times F = \frac{m(\text{Li}) \times F}{M(\text{Li})} \text{ or } I = j \times S.$$

$$\text{Donc } j \times S \times \Delta t = \frac{m(\text{Li}) \times F}{M(\text{Li})} \text{ soit } S = \frac{m(\text{Li}) \times F}{j \times M(\text{Li}) \times \Delta t}.$$

On obtient $6,3 \text{ m}^2 \leq S \leq 7,3 \text{ m}^2$.

18 CORRIGÉ Obtention de cuivre très pur par électrolyse

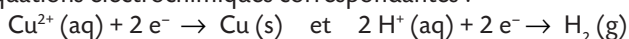
1. Schéma de l'électrolyse :



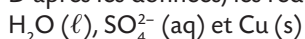
2. Sens du courant : de la borne + à la borne - en dehors des bornes du générateur ; sens de déplacement des électrons : sens opposé à celui du courant.

3. D'après les données, les oxydants présents sont : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$; $\text{H}^+(\text{aq})$.

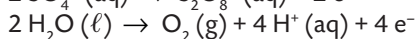
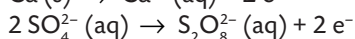
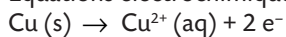
Équations électrochimiques correspondantes :



D'après les données, les réducteurs présents sont :

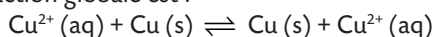


Équations électrochimiques correspondantes :



4. Il est précisé dans l'énoncé qu'on n'observe pas de dégagement gazeux et que les ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ sont électro-inactifs. Les seules réactions électrochimiques possibles sont donc celles qui font intervenir le couple $(\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s}))$.

Ainsi, la réaction globale est :



5. L'anode constituée de cuivre impur est le siège d'une oxydation. Le cuivre métallique forme des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ sous l'effet du passage du courant. Les autres impuretés sont également solubilisées.

La faible tension appliquée ne permet pas de réduire une autre espèce que les ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ qui sont réduits et se déposent à la cathode.

On parle d'électrolyse à anode soluble car l'anode constitue ici le générateur de cuivre. Les anodes doivent être remplacées toutes les 3 à 4 semaines.

Le cuivre impur est ainsi purifié par électrolyse : c'est l'électroraffinage.

6. On exprime la charge de deux façons : $Q = I \times \Delta t = n(e^-) \times F$. D'après l'équation électrochimique, on déduit que :

$$n(\text{Cu}) = \frac{n(e^-)}{2}$$

$$\text{Alors } I \times \Delta t = 2 \times n(\text{Cu}) \times F = 2 \times \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} \times F$$

$$\text{Ainsi } \Delta t = \frac{2 \times m(\text{Cu}) \times F}{I \times M(\text{Cu})} \quad \text{avec une masse de 280 kg et } I = 350 \text{ A.}$$

Application numérique :

$$\Delta t = 2,4 \times 10^6 \text{ s} = 6,8 \times 10^2 \text{ h} = 28 \text{ jours,}$$

soient 4 semaines comme indiqué dans l'énoncé.

On retrouve bien la durée d'électrolyse proposée.

7. On utilise la relation fournie pour l'énergie électrique (attention aux unités !)

$$E = U \times I \times \Delta t \quad \text{avec } U = 0,30 \text{ V} ; \Delta t = 1 \text{ h} = 3\,600 \text{ s.}$$

On cherche l'intensité telle que $m = 1,0$ tonne, soit $1,0 \times 10^6 \text{ g}$.

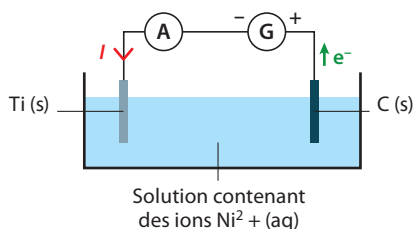
On applique la relation $I = \frac{2 \times m(\text{Cu}) \times F}{\Delta t \times M(\text{Cu})}$ obtenue d'après la question précédente.

On obtient $I = 844 \text{ kA}$ (en prenant une durée de 1 h soit 3 600 s, car l'unité de l'énergie est le kWh).

On obtient $E = 253 \text{ kWh}$, ce qui est incohérent avec l'énoncé.

Préparation à l'ECE

1.



2. Observations : dépôt métallique de $\text{Ni}(\text{s})$ à la cathode et dégagement gazeux de dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$ à l'anode. La solution contenant les ions nickel (II) Ni^{2+} initialement verte se décolore peu à peu.

10 Synthèses organiques

Préparation à l'écrit

32 CORRIGÉ Un ester à odeur de rhum



b. Ester **Y** : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$.

c. **A** : éthanol ; **B** : acide méthanoïque ; **Y** : méthanoate d'éthyle.

2.a. Rôle de l'acide sulfurique : catalyseur car introduit en faible quantité et n'apparaît pas dans l'équation.

b. Chauffage et présence d'un catalyseur.

c. $\eta_1 = \frac{0,80}{1,20} \approx 0,67 = 67\%$.

$$K = \frac{(0,80)^2}{(0,40)^2} = 4,0$$

3.a. L'ajout de réactif en excès permet d'augmenter le rendement de la synthèse.

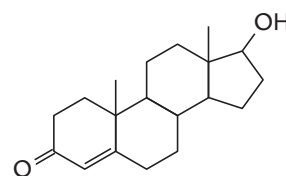
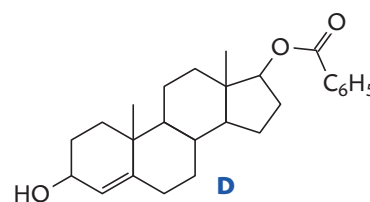
b. $x_{\text{eq}} = 2,4 - 1,4 \approx 1,0 \text{ mol} \Rightarrow \eta_2 = \frac{1,0}{1,2} \approx 0,85 = 85\%$.

4.a. On recueille dans l'éprouvette le liquide le plus volatil ($T_{\text{éb}}$ la plus faible) c'est-à-dire **Y**, l'ester.

b. Le rendement est augmenté car on élimine du ballon l'un des produits de la réaction.

33 CORRIGÉ Synthèse de la testostérone

1.a.



b. Étape (2) : NaBH_4 dans l'éthanol ; étape (5) : CrO_3 dans la pyridine.

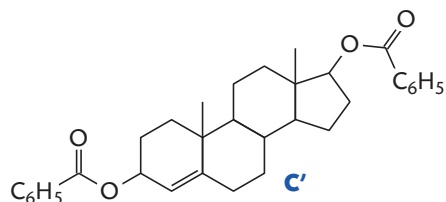
2. Étapes (1), (3), (4), (6) : substitution ; étape (2) : addition ; étape (5) : élimination.

Étape (2) : $\text{C}_{23}\text{H}_{36}\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{C}_{23}\text{H}_{38}\text{O}_2$: réduction.

Étape (5) : $\text{C}_{26}\text{H}_{34}\text{O}_3 \rightarrow \text{C}_{26}\text{H}_{32}\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$: oxydation.

3.a. Étapes (4) et (6).

b.



Préparation à l'ECE

1. Le montage Dean-Stark permet d'éliminer l'eau (produit de la réaction) au fur et à mesure de sa formation.

$d(\text{eau}) = 1 > d(\text{cyclohexane})$, l'eau constitue la phase inférieure. Le cyclohexane qui constitue la phase supérieure retombe en continu dans le ballon.

L'eau est donc éliminé au fur et à mesure de sa formation et le rendement de la réaction est augmenté.

$$2. n(\text{alcool}) = \frac{10,8}{108,0} = 0,100 \text{ mol}$$

$$\text{et } n(\text{acide carb.}) = \frac{9,0}{60,0} = 0,15 \text{ mol.}$$

Le réactif limitant est donc l'alcool benzylique.

Comme le coefficient stœchiométrique de l'eau vaut 1, $n_{\text{max}}(\text{eau}) = 0,100 \text{ mol}$ soit $m_{\text{max}}(\text{eau}) = 1,8 \text{ g}$ soit $V_{\text{max}}(\text{eau}) = 1,8 \text{ mL}$. Il est donc surprenant d'obtenir 2 mL ($> 1,8 \text{ mL}$) d'eau en bas du Dean-Stark !

Hypothèses : du cyclohexane est solubilisé dans l'eau, les réactifs ou le catalyseur contenaient des traces d'eau, etc.