

Banque PT 2018 - Chimie

Corrigé

proposé sur [Tout pour CPGérer](http://tout.pour.cpgerer.com) - corrigé par A. Cornet - Version de octobre 2026



Ce corrigé peut contenir des erreurs. Merci de les notifier à tout.pour.cpgerer@gmail.com.

L'eau de Javel est une solution liquide oxydante fréquemment utilisée comme désinfectant et comme décolorant. Mais son utilisation pose des problèmes de pollution. L'eau de Javel contient du chlore qui, libéré tout au long de la production, de l'utilisation puis de son rejet avec les eaux domestiques, peut être très préjudiciable à l'environnement. Une fois dans l'air, le chlore peut réagir avec d'autres molécules organiques et se convertir en organochlorés, particulièrement toxiques et persistants dans notre environnement. Nous verrons dans ce sujet quelles alternatives ont été trouvées.

Toutes les parties sont indépendantes.

A Préparation de l'eau de Javel

On donne en figure 1 le diagramme $E - \text{pH}$ du chlore pour une concentration de tracé égale à 0.10 mol/L. Les seules espèces à considérer sont HClO , ClO^- , Cl_2 et Cl^- en solution aqueuse.

Données à 298 K et à $\text{pH} = 0$:

- $E_1^\circ(\text{Cl}_2(\text{aq}) / \text{Cl}^-(\text{aq})) = 1.4 \text{ V}$;
- $E_2^\circ(\text{HClO}(\text{aq}) / \text{Cl}_2(\text{aq})) = 1.6 \text{ V}$;
- $\frac{RT}{\mathcal{F}} \ln(10) = 0.06 \text{ V}$.

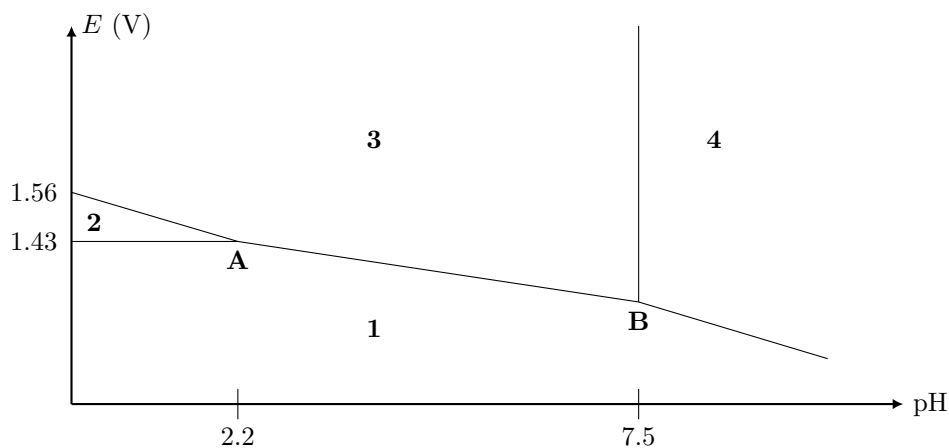


FIGURE 1 – Diagramme $E - \text{pH}$ du chlore

Q.1. Indiquer les domaines de prédominance des différentes espèces du chlore.

Solution : On calcule le nombre d'oxydation (n.o.) de chaque espèce :

Espèce	HClO	ClO^-	Cl_2	Cl^-
n.o.	+I	+I	0	-I
Attribution	3	4	2	1

Q.2. On considère une solution de dichlore. Que se passe-t-il si on augmente le pH jusqu'à une valeur comprise entre pH_A et pH_B ? Écrire une équation pour la réaction correspondante.

Solution : On a dismutation du dichlore en Cl^- et HClO selon l'équation :



Q.3. Donner la pente de la droite (AB).

Solution : On s'intéresse à la frontière entre Cl^- et HClO . La demi-équation redox associée est :



La relation de Nernst donne :

$$\begin{aligned} E &= E^\circ + \frac{0.06}{2} \log \left(\frac{[\text{HClO}][\text{H}^+]}{[\text{Cl}^-]} \right) \\ &= E^\circ - 0.03 \text{ pH} \end{aligned} \quad [\text{HClO}] = [\text{Cl}^-] \text{ à la frontière}$$

La pente de la droite entre A et B est de -0.03 V par unité de pH.

Q.4. Déterminer le $\text{p}K_a$ du couple $\text{HClO}_{(\text{aq})} / \text{ClO}^-_{(\text{aq})}$.

Solution : On lit sur le diagramme $E - \text{pH}$ que la frontière entre HClO et ClO^- est une frontière verticale, signe d'un couple acide-base. A la frontière, on a $\text{pH} = \text{p}K_a$ (formule de Henderson), on a alors $\text{p}K_a = 7,5$.

Q.5. Déterminer le potentiel standard E_3° du couple $\text{HClO}_{(\text{aq})} / \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$.

Solution :



On a (1) = $\frac{(2) + (3)}{2}$, donc :

$$\begin{aligned} \Delta_r G_{(1)}^\circ &= \frac{1}{2} \Delta_r G_{(2)}^\circ + \frac{1}{2} \Delta_r G_{(3)}^\circ \\ \Leftrightarrow E^\circ(\text{HClO} / \text{Cl}^-) &= \frac{1}{2} (E^\circ(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) + E^\circ(\text{HClO} / \text{Cl}_2)) \\ \Leftrightarrow E^\circ(\text{HClO} / \text{Cl}^-) &= 1.5 \text{ V} \end{aligned}$$

Remarque

On peut faire la même chose en combinant les relations de Nernst. (méthode de sup)

L'eau de Javel est une solution aqueuse d'hypochlorite de sodium NaClO et de chlorure de sodium ; elle est préparée par la réaction directe entre le dichlore et l'hydroxyde de sodium (NaOH).

Q.6. Écrire une équation de réaction de formation de l'eau de Javel.

Solution :



Rapport du jury

Beaucoup de candidats n'ont pas su écrire correctement la réaction de formation de l'eau de Javel alors qu'elle n'était que la traduction de l'énoncé. Nous invitons donc les candidats à accorder une attention toute particulière aux indications fournies dans les énoncés.

Q.7. Que se passe-t-il si on mélange de l'eau de Javel avec un détergent acide ? Quel est le gaz toxique qui se dégage ? Que pouvez vous en conclure ?

Solution : Dans l'eau de Javel, il y a les ions hypochlorite ClO^- et les ions chlorures Cl^- . Si on se place en milieu acide, on voit avec le diagramme E-pH que l'on forme du dichlore, un gaz toxique. La réaction est la réaction inverse de la question **Q.2**.

Il ne faut alors absolument pas mélanger de l'eau de Javel avec un détergent acide !

Remarque

L'eau de Javel est responsable de 32 % des intoxications par un produit de nettoyage.

Le chlorure de sodium solide NaCl est un produit secondaire de la synthèse de l'eau de Javel. Dans ce cristal ionique les ions chlorures forment un arrangement cubique à faces centrées et les cations sodium occupent tous les sites octaédriques.

Données :

- Le paramètre de la maille $a = 600 \text{ pm}$.
- Masses molaires : $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$, $M_{\text{Cl}} = 35 \text{ g/mol}$.
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Q.8. Représenter en perspective la maille de NaCl en différenciant les ions. Vous indiquerez précisément la localisation des sites octaédriques.

Solution : Les sites octaédriques se situent au milieu des arêtes et au centre du cube.

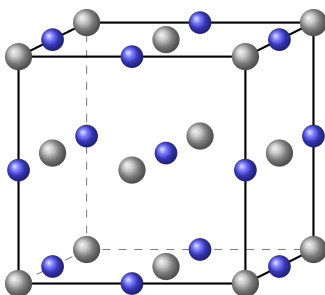


FIGURE 2 – Maille du chlorure de sodium. En gris les ions chlorure Cl^- , en bleu les ions sodium Na^+

Q.9. Déterminer le nombre de motif par maille puis coordinence du sodium et du chlore.

Solution :

- Population du chlore : $\mathcal{P}_{\text{Cl}^-} = 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$.
- Population du sodium : $\mathcal{P}_{\text{Na}^+} = 12 \times \frac{1}{4} + 1 = 4$.
- Finalement, il y a 4 motif NaCl par maille.

Remarque

Pour la coordinence, quand le type de voisin n'est pas précisé, il faut prendre le plus proche voisin, peu importe sa nature.

- Les plus proches voisins d'un atome de chlore sont les 6 ions sodium formant un octaèdre, donc la coordinence du chlore est 6.
- Les plus proches voisins d'un atome de sodium sont les 6 ions chlore formant un octaèdre, donc la coordinence du sodium est 6.

Q.10. Donner un ordre de grandeur de la masse volumique de NaCl.

Solution : On a :

$$\rho = \frac{P_{\text{Cl}}M_{\text{Cl}} + P_{\text{Na}}M_{\text{Na}}}{\mathcal{N}_A a^3} = 1790 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Q.11. Écrire la relation de tangence des anions et des cations.

Solution : On a contact sur une arête, donc $2r_{\text{Cl}^-} + 2r_{\text{Na}^+} = a$

Q.12. En considérant que les anions ne doivent pas être tangents, donner l'inégalité vérifiée par le rayon des anions chlorures.

Solution : Les anions ne doivent pas être tangents sur la diagonale d'une face, on doit donc avoir : $a\sqrt{2} > 4r_{\text{Cl}^-}$.

Remarque

Inégalité stricte, car il ne faut forcément que l'on ai pas contact.

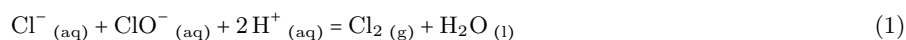
Q.13. Dédurre des deux relations précédentes la valeur limite de $\frac{r_{\text{Na}^+}}{r_{\text{Cl}^-}}$.

Solution :

$$2\sqrt{2}(r_{\text{Cl}^-} + r_{\text{Na}^+}) = a\sqrt{2} > 4r_{\text{Cl}^-} \Rightarrow \frac{r_{\text{Na}^+}}{r_{\text{Cl}^-}} > \sqrt{2} - 1$$

B Dosage indirect de l'eau de Javel

L'eau de Javel est caractérisée par son degré chlorométrique D (en °Chl) : c'est le volume, exprimé en litre et mesuré à 0°C sous 1.0×10^5 Pa de dichlore que donne l'acidification complète d'un litre d'eau de Javel suivant l'équation :



On souhaite dans cette partie vérifier le degré chlorométrique donné sur l'étiquette d'un berlingot d'eau de Javel présenté dans le tableau 1.

9.6% de chlore actif au conditionnement. Soit 36° ChI.	Emploi : pour un litre d'eau de Javel, prête à l'emploi, mélanger le contenu de cette dose avec de l'eau dans une bouteille de un litre. Lors de la dilution, ne pas utiliser de flacon ayant contenu des produits alimentaires. A diluer dans les trois mois qui suivent la date de fabrication (dans les deux mois et demi dans les périodes chaudes). A conserver au frais et à l'abri de la lumière et du soleil.
--	---

TABLEAU 1 – Extrait d'une étiquette d'eau de Javel

Principe du dosage :

Lors du dosage indirect, on ajoute un excès d'ions iodure à un volume connu d'eau de Javel. Le diiode obtenu par réaction entre les ions hypochlorite ClO^- et iodure I^- , est ensuite dosé par des ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ de concentration connue. La concentration d'ions hypochlorite s'en déduit.

Données :

- $E^\circ(\text{ClO}^-_{(\text{aq})} / \text{Cl}^-_{(\text{aq})}) = 1.7 \text{ V}$;
- $E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}) = 0.1 \text{ V}$;
- $E^\circ(\text{I}_2_{(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}) = 0.5 \text{ V}$;
- $R = 8.3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Protocole expérimental du dosage :

On part de la solution commerciale que l'on dilue dix fois. Soit S_0 la solution obtenue. Pour effectuer ce dosage on introduit dans cet ordre, dans un erlenmeyer $V_0 = 10,0 \text{ mL}$ de solution S_0 , $V_1 = 20 \text{ mL}$ de la solution de iodure de potassium de concentration $c_1 = 0,10 \text{ mol/L}$ et 2 mL de solution d'acide chlorhydrique à 5 mol/L . On dose ensuite le diiode formé à l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentration $c_2 = 0,15 \text{ mol/L}$, en ajoutant 3 à 4 gouttes d'empois d'amidon. On obtient un volume équivalent $V_E = 20 \text{ mL}$.

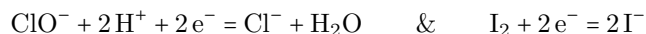
Q.14. Pourquoi l'ordre d'introduction des réactifs dans l'erlenmeyer est-il très important ?

Solution : Il faut ajouter l'iodure avant d'ajouter l'acide car :

- Si on ajoute l'acide directement dans l'eau de Javel, on forme du dichlore, comme expliqué dans la question **Q.7**.
- En ajoutant d'abord l'iodure, on fait réagir tous les ions hypochlorite, donc à l'ajout d'acide, aucune médiamutation (réaction entre ClO^- et Cl^-) n'est possible, donc aucune formation de dichlore.

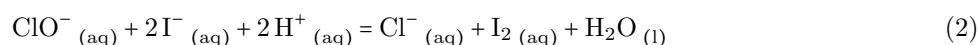
Q.15. Écrire les deux demi-équations d'oxydoréduction des couples $\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$ et I_2 / I^- .

Solution :



Q.16. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction ayant lieu dans le bécher avant le dosage. Justifier le fait que cette réaction est quasi-totale.

Solution :



Il n'est pas demandé explicitement de calculer la constante d'équilibre, il suffit alors simplement de vérifier la règle du gamma, qui est vérifiée ici.

Remarque

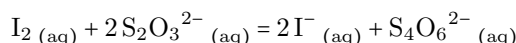
Dans le sujet originel, ils ne donnaient pas le potentiel standard du couple $\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$. On devait superposer au diagramme E-pH du chlore, le couple I_2 / I^- .

Q.17. En déduire une relation entre la quantité de matière de diiode présent dans l'ermeneyer et les quantités de matière des réactifs. On rappelle que les ions iodure ont été introduits en excès.

Solution : Comme la réaction (2) est quantitative et que ClO^- est le réactif limitant, on peut écrire les proportions stœchiométriques entre ClO^- et I_2 : $n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{I}_2}$

Q.18. Écrire la réaction de dosage du diiode par les ions thiosulfate.

Solution : On écrit les deux demi-équations et en les combinant, on obtient :



Q.19. Calculer la quantité de matière de diiode présent dans les 10 mL de la solution S_0 puis celle des ions hypochlorite ClO^- .

Solution : A l'équivalence du dosage par le thiosulfate, on a : $n_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2} = \frac{c_2 V_E}{2} = 1.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Par la question **Q.17**, on a $n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{I}_2} = 1.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Q.20. En déduire la concentration d'ions hypochlorite présents dans la solution commerciale puis le degré chlorométrique de la solution d'eau de Javel. Comparer le résultat obtenu à la valeur donnée sur l'étiquette (tableau 1).

Solution : On a alors, dans S_0 : $C_{\text{ClO}^-} = \frac{n_{\text{ClO}^-}}{V_0} = 0.15 \text{ mol/L}$.

Or, la solution commerciale a été diluée 10 fois, donc la concentration en ions hypochlorite est de $[\text{ClO}^-] = 1.5 \text{ mol/L}$.

On cherche maintenant à mesurer le degré chlorométrique de cette eau de Javel. Par l'équation (1), on observe que si la réaction est totale, on a autant de dichlore formé que d'ions hypochlorite initialement.

Ainsi le volume de dichlore est donné par la loi des gaz parfaits :

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1.5 \times 8.3 \times 273}{1.0 \times 10^5} = 3.4 \times 10^{-2} \text{ m}^3 = 34 \text{ L}$$

Finalement, cette eau a un degré chlorométrique de 34°ChI .

Le résultat est cohérent avec l'étiquette (36°ChI).

Q.21. La figure 3 ci-dessous représente les courbes donnant l'évolution en fonction du temps de la concentration en ions hypochlorite pour trois températures 20°C , 30°C et 40°C . Justifier à l'aide de ces graphes la recommandation faite par la fabricant (tableau 1).

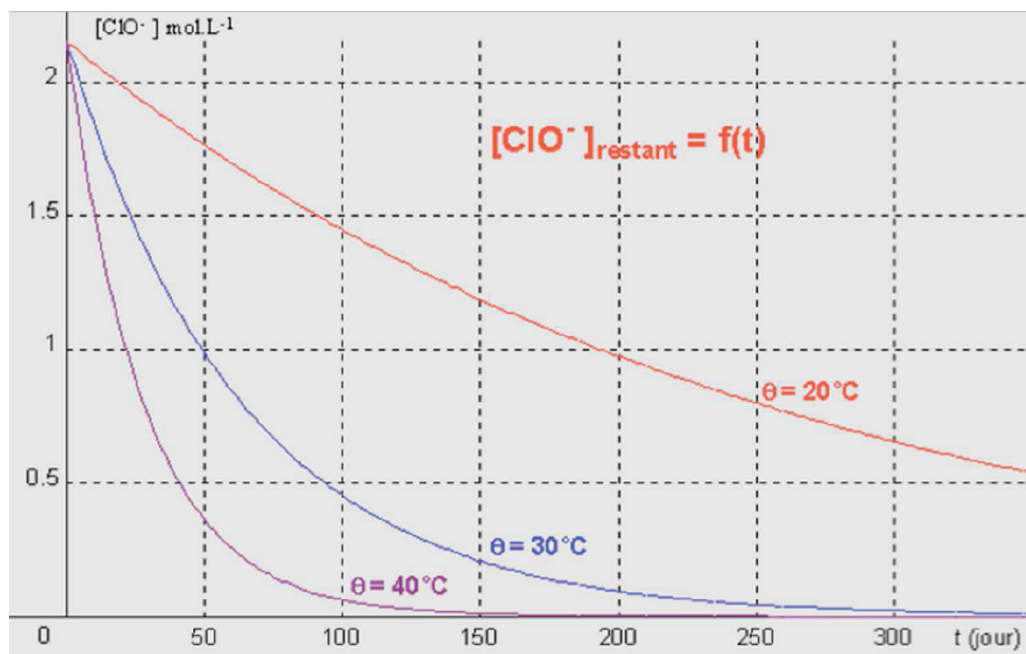


FIGURE 3

Solution : Le fabricant précise qu'il faut conserver l'eau de Javel au frais. En effet, selon la figure 3, l'eau de Javel se conserve mieux à basse température, car elle se dégrade moins vite.

Q.22. Quel est le nom de la loi montrant que la température est un facteur cinétique. Donner son expression et définir les différents termes.

Solution : C'est la loi d'Arrhenius :

$$k = A \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$$

avec :

- k la constante de vitesse
- A le facteur pré-exponentiel
- E_a l'énergie d'activation de la réaction
- R la constante des gaz parfaits
- T la température.

Q.23. A votre avis, la conservation d'une solution d'eau de Javel diluée est-elle meilleure que celle d'une solution commerciale ? Justifier votre réponse.

Solution : On observe sur la figure 3 que la décroissance de la concentration en ions hypochlorite est exponentielle, signe d'une cinétique d'ordre 1.

Le temps de demi-réaction ne dépend pas de la concentration initiale. Donc peu importe la concentration initiale (Javel diluée ou non), le même pourcentage de la concentration initiale sera perdue au bout d'un temps t .

C Le percarbonate de sodium : une alternative à l'eau de Javel.

Le percarbonate de sodium de formule $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}_2$ est un agent blanchissant oxygéné. Il se décompose dans l'eau pour donner de l'eau oxygénée et du carbonate de sodium. Le carbonate de sodium augmente le pH, ce qui améliore l'efficacité des agents détergents. L'eau oxygénée est un agent blanchissant efficace grâce à ses propriétés oxydantes. Contrairement à l'eau de Javel, le percarbonate de sodium n'est pas nocif pour l'environnement et il possède également des propriétés désinfectantes et désodorisantes.

L'eau oxygénée utilisée dans le percarbonate de sodium intervient dans deux couples oxydant-réducteur : $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$. Dans certaines conditions, le peroxyde d'hydrogène est capable de réagir sur lui-même (réaction de dismutation) selon l'équation-bilan :



Nous allons dans la suite de cette partie, étudier cette réaction tout d'abord du point de vue thermodynamique puis cinétique.

C.I Aspect thermodynamique

Données à 298 K :

Espèces	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
$\Delta_f H^\circ$ (kJ/mol)	-190	?	-290
S° (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)	140	200	70

TABLEAU 2

$$R = 8.31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; \ln(2) = 0.7$$

Q.24. Calculer l'entropie standard de la réaction (3). Justifier son signe.

Solution : On applique la loi de Hess :

$$\Delta_r S^\circ = S^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \frac{1}{2}S^\circ(\text{O}_2) - S^\circ(\text{H}_2\text{O}_2) = 30 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Q.25. Que vaut l'enthalpie standard de formation du dioxygène gazeux ? Justifier.

Solution : Le dioxygène gazeux est l'état standard de référence du dioxygène, donc son enthalpie standard de formation est nulle.

Rapport du jury

REMARQUE DU PROFESSEUR : Attention à la rédaction ! Seule la phrase ci-dessus est correcte.

Q.26. Calculer l'enthalpie standard de réaction de la réaction (3). Que peut-on en déduire ?

Solution : On applique la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_2) = -100 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$\Delta_r H^\circ < 0$ la réaction est exothermique.

Q.27. Exprimer la constante d'équilibre de cette réaction à 300 K en fonction des constantes thermodynamiques calculées dans les questions précédentes. En déduire si l'eau oxygénée est stable du point de vue thermodynamique.

Solution :

- Calcul de $\Delta_r G^\circ$: $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \times \Delta_r S^\circ = -109 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Calcul de la constante d'équilibre : $K^\circ = \exp\left(-\frac{\Delta_r G^\circ}{RT}\right) = 9.74 \times 10^{18}$
- Conclusion : D'un point de vue thermodynamique, l'eau oxygénée n'est pas stable car la constante d'équilibre est grande.

Q.28. Quelle est l'influence d'une augmentation de température isobare sur l'équilibre (3) ? Une justification rigoureuse est attendue.

Solution : $\Delta_r H^\circ < 0$ alors, par la loi de Van't Hoff $\frac{d \ln(K^\circ(T))}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2} < 0$. Ainsi, une augmentation de température diminuera K° .

Q.29. Quelle est l'influence d'une augmentation de pression isotherme sur l'équilibre (3) ? Une justification rigoureuse est attendue.

Solution : On part d'une situation d'équilibre donc $K^\circ = Q_r$.

On a $Q_r = \frac{(x_{\text{O}_2} P)^{1/2} c^\circ}{[\text{H}_2\text{O}_2](P^\circ)^{1/2}}$. Ainsi, si P augmente à T fixée alors $K^\circ(T) = \text{cte}$ et Q_r augmente. Alors $Q_r > K^\circ(T)$, donc, vu que $\Delta_r G = RT \ln\left(\frac{Q_r}{K^\circ}\right) > 0$ donc la réaction se fait dans le sens indirect. Une augmentation isotherme de la pression fait diminuer le rendement de la réaction.

Rapport du jury

L'étude de l'influence de la température et de la pression sur l'équilibre n'est pas rigoureusement justifiée par les candidats.



La rédaction de ces deux questions est donc à bien connaître !

Q.30. Donner les conditions expérimentales permettant de minimiser la décomposition de l'eau oxygénée.

Solution : Par les deux questions précédentes, il faut travailler à haute température et haute pression afin de ne **pas** faire la réaction de dismutation.

Remarque

Bonus : Il est aussi préférable de travailler en milieu riche en dioxygène afin de déplacer l'équilibre au maximum vers l'eau oxygénée.

C.II Aspect cinétique

A température ordinaire, la réaction (3) est une réaction lente. Elle peut cependant être accélérée en utilisant par exemple des ions ferriques, un fil de platine ou de la catalase, enzyme se trouvant dans le sang.

Q.31. Donner la définition d'un catalyseur.

Solution : Un catalyseur est une espèce régénérée en fin de réaction qui augmente la vitesse de celle-ci.

Q.32. Sur quelle grandeur caractéristique de la réaction un catalyseur agit-il ? Réaliser un schéma illustrant le rôle d'un catalyseur.

Solution : Un catalyseur permet d'abaisser l'énergie d'activation.

Q.33. A quel type de catalyse correspond celle réalisée avec le fil de platine ? Justifier votre réponse.

Solution : C'est une catalyse hétérogène : le catalyseur n'est pas dans la même phase (solide) que le réactif (phase aqueuse).

La transformation étudiée dans ce qui suit est catalysée par les ions ferriques. On mélange 10,0 mL de la solution commerciale d'eau oxygénée avec 85 mL d'eau. A l'instant $t = 0$ s, on introduit dans le système 5 mL d'une solution de chlorure de fer III.

Au bout d'un temps déterminé, on prélève 10,0 mL du mélange réactionnel que l'on verse dans un bécher d'eau glacée. On titre alors le contenu du bécher par une solution de permanganate de potassium afin de déterminer la concentration en eau oxygénée se trouvant dans le milieu réactionnel. La température est maintenue constante.

On obtient les résultats suivants :

t (min)	0	5	10	20	30	35
$[\text{H}_2\text{O}_2]$ (mol/L)	7.3×10^{-2}	5.3×10^{-2}	4.2×10^{-2}	2.4×10^{-2}	1.2×10^{-2}	0.9×10^{-2}

TABLEAU 3

Q.34. On suppose que la réaction admet un ordre et que la concentration de peroxyde d'hydrogène est la seule qui intervienne dans la loi de vitesse. Donner l'expression de la vitesse de la réaction en fonction de la concentration en eau oxygénée.

Solution : $v = k[\text{H}_2\text{O}_2]^\alpha$ avec α l'ordre de la réaction.

Q.35. Dans l'hypothèse où l'ordre global de la réaction est égal à 1, écrire l'équation différentielle régissant l'évolution temporelle de la concentration en eau oxygénée et donner sa solution.

Solution :

- Équation différentielle : $\frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt} = -k[\text{H}_2\text{O}_2]$
- Solution : $[\text{H}_2\text{O}_2](t) = [\text{H}_2\text{O}_2]_0 \exp(-kt)$

Q.36. Dans l'hypothèse où l'ordre global de la réaction est égal à 2, écrire l'équation différentielle régissant l'évolution temporelle de la concentration en eau oxygénée et donner sa solution.

Solution :

- Équation différentielle : $\frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt} = -k[\text{H}_2\text{O}_2]^2$
- Solution : $\frac{1}{[\text{H}_2\text{O}_2](t)} = \frac{1}{[\text{H}_2\text{O}_2]_0} + kt$

Q.37. Expliciter la méthode utilisée pour établir l'ordre de la réaction. La mettre en oeuvre et en déduire une valeur approchée de la constante de vitesse.

Solution : Il faut tout d'abord connaître l'ordre de la réaction. Pour cela on effectue une régression linéaire et on regarde le coefficient de corrélation.

Ordre 1 :

Régression linéaire de $\ln[\text{H}_2\text{O}_2]$ en fonction de t : $y = -0.060x - 2.59$ avec $r^2 = 0.9977$.

Ordre 2 :

Régression linéaire de $\frac{1}{[\text{H}_2\text{O}_2](t)}$ en fonction de t : $y = 2.72x + 3.33$ avec $r^2 = 0.9267$.

La modélisation par un ordre 1 fonctionne bien mieux donc la réaction est d'ordre 1. On peut alors lire que $k = 0.060 \text{ min}^{-1}$.

Q.38. Donner la définition du temps de demi-réaction. Quelle est son expression en fonction de k ? Faire l'application numérique.

Solution : Le temps de demi-réaction est le temps au bout duquel le réactif a été à moitié consommé, c'est-à-dire $[\text{H}_2\text{O}_2](t_{1/2}) = \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]_0}{2}$.

De petits calculs mènent à l'expression : $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k} = 11.6 \text{ min}$, ce qui est cohérent avec le tableau de données.

Q.39. Expliciter une méthode permettant de déterminer graphiquement ce temps de demi-réaction.

Solution : En traçant la courbe $[\text{H}_2\text{O}_2]$ en fonction de t , on regarde le temps au bout duquel la concentration a été divisée par 2.

Q.40. Si la réaction avait été réalisée à une température plus élevée, comment auraient évolué la constante de vitesse et le temps de demi réaction ?

Solution : Par la loi d'Arrhenius, la constante de vitesse augmente lors d'une augmentation de température, donc le temps de demi-réaction diminue (car $t_{1/2} = \ln(2)/k$).
