

Banque PT 2022 - Chimie

Corrigé

proposé sur [Tout pour CPGérer](https://toutpourcpgerer.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.

A Autour du baryum

Le baryum de symbole ${}_{56}\text{Ba}$ ($M = 137 \text{ g/mol}$) est utilisé pour piéger les gaz résiduels dans les tubes à vide, lors de la désoxydation de la fonte ou encore pour former des alliages. Les composés ioniques du baryum sont utilisés dans diverses fabrications industrielles : céramiques, peinture, verres, caoutchouc... En médecine, le sulfate de baryum est également une substance de marquage en radiographie.

A.I Propriétés du baryum

Q.1. Donner la configuration électronique du baryum dans son état fondamental.

Solution : D'après le principe d'exclusion de Pauli et la règle de Klechkovski :

Ba : $Z = 56$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$.

Q.2. En déduire l'ion ou les ions le(s) plus courant(s) de cet élément.

Solution : Le baryum a deux électrons de valence ($6s^2$) qu'il peut perdre pour avoir la structure d'un gaz noble. L'ion le plus courant est Ba^{2+} .

Q.3. Dans quelle période et quelle colonne du tableau périodique se situe le baryum ?

Solution : 6^{ème} période et 2^{ème} colonne.

Q.4. A quelle famille appartient les éléments de cette colonne ?

Solution : La deuxième colonne est la famille des alcalino-terreux.

Q.5. Le baryum est-il un métal ou un non métal ? En déduire au moins deux propriétés générales de ces éléments.

Solution : C'est un métal. On peut alors déduire qu'il est bon conducteur, qu'il a une faible électronégativité et une bonne conductivité thermique.

Le baryum, en brûlant dans le dioxygène, donne lieu à la formation d'un oxyde de baryum solide BaO dont le paramètre de maille est égal à 0,554 nm. La maille élémentaire est de symétrie cubique. Les ions oxyde O^{2-} forment un réseau cubique à faces centrées (CFC). Le rayon ionique de l'ion oxyde est égal à 0,140 nm.

Q.6. Combien existe-t-il de motifs par maille ? Justifier.

Solution : Les ions oxydes se trouvent aux sommets du cube, et au centre des faces, on a en : $\mathcal{P} = 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$. Par neutralité, il y a alors forcément 4 ions baryum par maille. Ainsi, il y a 4 motifs BaO par maille.

Q.7. Combien y-a-t-il de sites interstitiels tétraédriques (T) et octaédriques (O) dans la maille CFC formée par les anions ? Justifier.

Solution : Les sites tétraédriques d'un réseau CFC sont au centre des 8 petits cubes d'arête $a/2$: il y en a donc $\mathcal{P}_T = 8$.

Les sites octaédriques sont au centre du cube et au milieu des arêtes : $\mathcal{P}_O = 1 + 12 \times \frac{1}{4} = 4$.

Rapport du jury

Le nombre de sites interstitiels octaédriques et tétraédriques sont bien connues mais leur localisation n'a pas été toujours bien expliquée.

Q.8. Sachant que les cations occupent soit 100% des sites T, soit 100% des sites O, établir quel type de site interstitiel occupent les ions baryum.

Solution : Il y a 4 ions O^{2-} dans la maille, donc il y a 4 ions Ba^{2+} dans la maille, donc ils occupent 100% des sites octaédriques.

Q.9. Placer les différents ions dans la maille que l'on dessinera.

Solution :

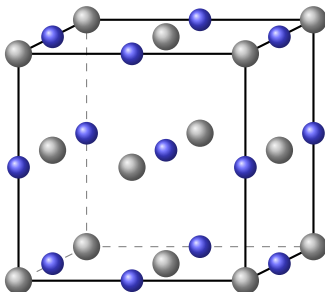


FIGURE 1 – Maille d'oxyde de baryum BaO. En gris les anions O^{2-} , en bleu les cations Ba^{2+}

Q.10. Calculer le rayon ionique de l'ion Ba^{2+} .

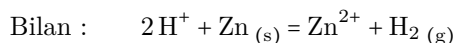
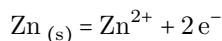
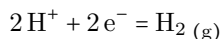
Solution : Il y a contact sur une arête : $a = 2(r_{Ba^{2+}} + r_{O^{2-}})$, donc $r_{Ba^{2+}} = 137$ pm.

A.II Découverte du baryum

Le baryum métallique a été découvert en 1808 par le chimiste Davy au moyen d'un système électrochimique inspiré de la pile voltaïque. A l'origine, la pile Volta est constituée d'un empilement de disques de cuivre et de zinc alternés et séparés par du carton imbibé d'une solution aqueuse d'acide sulfurique (H_2SO_4).

Q.11. Quelles sont les réactions électrochimiques se déroulant dans la pile de Volta ? En déduire l'équation de la réaction globale qui a lieu au sein de la pile.

Solution : Dans une pile, on a réaction spontanée (respectant la règle du gamma), entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort, ici H^+ et Zn.



Rapport du jury

La majorité des candidats n'a pas établi d'échelle d'oxydo-réduction et par voie de conséquence n'a pas convenablement repéré les espèces oxydantes et réductrices ; il fallait comprendre que seuls des protons (ou l'eau) pouvaient être réduits.

Beaucoup de candidats ont confondu la pile Volta avec la pile Daniell. En aucun cas des ions cuivre (II) étaient présents d'où l'importance de bien relire les énoncés.

Q.12. Indiquer le rôle de la solution aqueuse d'acide sulfurique dans l'empilement.

Solution : La solution d'acide sulfurique sert d'électrolyte (permet la circulation des ions), et à fournir les H^+ qui sont réduits en dihydrogène.

Q.13. Faire un schéma simplifié mais détaillé de la pile en ne représentant qu'un seul disque de cuivre et un seul de zinc.

Solution :

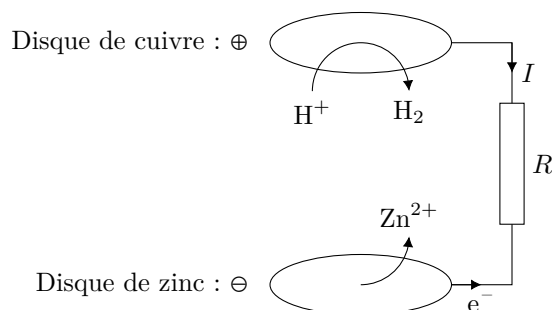


FIGURE 2 – Schéma de la pile

On s'intéresse à une pile Volta constituée de 10 éléments (Cu, $H_2SO_4(aq)$, Zn) associés en série. Chaque disque métallique présente une surface de 10 cm^2 . Les activités des espèces étudiées seront considérées égales à 1. Le schéma ci-dessous représente des courbes $i = f(E)$ du cuivre et du zinc en solution aqueuse acidifiée.

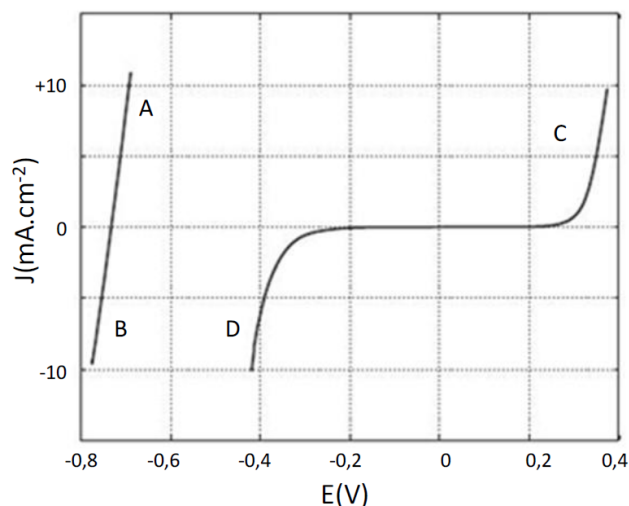


FIGURE 3

Q.14. Indiquer les réactions pouvant se produire éventuellement en A, B, C et D.

Solution :

- En A : $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$
- En B : $\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2$ (sur Zn)
- En C : $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}$
- En D : $\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2$ (sur Cu)



Attribution de B

On aurait envie d'écrire que B est associé à la réduction de Zn^{2+} , mais on n'a pas dans notre milieu.

Q.15. Définir un système rapide. Indiquer si les systèmes étudiés sont lents ou rapides.

Solution : Un système est rapide si l'électrode est parcouru par une forte intensité (i non négligeable) dès que $E \neq E_{eq}$.

Dans notre cas, comme toutes les activités valent 1, tous les potentiels de Nernst sont égaux aux potentiels standards. On observe ainsi que :

- Les systèmes $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$ et $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}$ sont des systèmes rapides (courbe non nulle dès le potentiel standard)
- Le système $\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2$ est lent sur Zn et sur Cu. (les courbes « décollent » pour un potentiel bien différent de 0).

Q.16. Quelle est la valeur de la tension à vide de la pile ?

Solution : La fem d'une pile est définie par : $e_1 = E_{eq}^{\oplus} - E_{eq}^{\ominus} = E^{\circ}(\text{H}^+ / \text{H}_2) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn})$. Car les potentiels de Nernst sont égaux aux potentiels standard.

Application numérique : Chaque étage apporte une tension de $e_1 = 0 - (-0.76) = 0.76 \text{ V}$.

Or, les générateurs sont en série, donc on somme leur tension. Ainsi, $e = 10 \times e_1 = 7.6 \text{ V}$.

Q.17. Donner la relation entre la tension à vide d'une pile et l'enthalpie libre de réaction.

Solution :

$$\Delta_r G = -n\mathcal{F}e$$

avec :

- $\Delta_r G$ l'enthalpie libre de réaction
- n le nombre d'électrons échangé, ici $n = 2$
- $\mathcal{F}$ la constante de Faraday
- e la tension à vide de la pile.

Q.18. La tension à vide mesurée aux bornes de cette pile est de 5.2 V. Expliciter cette valeur.

Solution : La tension mesurée est inférieure à celle trouvée théoriquement, car les surpotentiels n'ont pas été pris en compte.

Ainsi, la tension à vide, en prenant en compte cet aspect cinétique s'exprime comme suit :

$$\begin{aligned} U &= e - 10 \times (\eta_a(\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}) - \eta_c(\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2 \text{ sur Cu})) \\ &= e - 10 \times |\eta_c(\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2 \text{ sur Cu})| \end{aligned}$$

On a $\eta_a(\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}) = 0$ car le système $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$ est rapide.

Remarque

Graphiquement, on lit $\eta_c(\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2 \text{ sur Cu}) \simeq 0.24 \text{ V}$, et on retrouve alors la valeur voulue.

Q.19. Calculer la tension aux bornes de la pile en prenant en compte des chutes de tension ohmique et cinétique sachant que cette pile constituée de 10 éléments débite un courant d'intensité 100 mA. On pourra considérer que la résistance de chaque disque en carton équivaut à 1 Ohm.

Solution : On a l'expression suivante pour un compartiment :

$$U_1 = e_1 - \eta_a(i) + \eta_c(i) - R \times i$$

D'après l'énoncé, on a $R = 1 \text{ } \Omega$, $i = 100 \text{ mA}$, $S = 10 \text{ cm}^2$.

Afin de lire les surpotentiels, il faut calculer la densité de courant : $j = i/S = 10 \text{ mA} \cdot \text{cm}^{-2}$.

On lit alors sur la courbe intensité-potential : $\eta_a(i) \simeq 0.06 \text{ V}$, $\eta_c(i) \simeq -0.40 \text{ V}$.

Finalement :

$$U_1 = 0.76 - 0.06 - 0.40 - 1 \times 0.1 = 0.2 \text{ V}$$

Ainsi, la tension aux bornes de la pile est :

$$U = 10 \times U_1 = 2.0 \text{ V}$$

Q.20. Calculer la puissance fournie par la pile dans les conditions de fonctionnement de la question précédente.

Solution : La puissance fournie est : $P = U \times i = 0.2 \text{ W}$.

Q.21. On constata que dans ces piles Cu/Zn la tension baissait de manière drastique au cours de leur fonctionnement. Proposer une explication à cette chute de tension.

Solution : Plusieurs pistes possibles :

- La corrosion de la pile à l'air.
- La modification des potentiels de Nernst à cause de la consommation de H^+ et la production des ions Zn^{2+} .
- Le dégagement de dihydrogène, un gaz, empêche l'électrolyte de toucher les disques, donc on a diminution de la surface.

Q.22. La pile Volta a été par la suite améliorée en remplaçant la solution d'acide sulfurique par une solution de sulfate de cuivre. Expliquer en quoi consiste cette amélioration.

Solution : Le zinc réagit cette fois avec Cu^{2+} pour former du cuivre du l'électrode de cuivre.

La tension est meilleure, car la différence de potentiel de Nernst est plus importante, et il n'y a plus de formation de dihydrogène, un gaz explosif.

Remarque

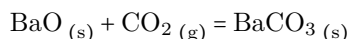
C'est la pile Daniell

A.III Carbonation de l'oxyde de baryum

Le carbonate de baryum solide $BaCO_3$ (s) peut être formé à partir de l'oxyde de baryum solide BaO (s) et du dioxyde de carbone gazeux CO_2 (g).

Q.23. Écrire l'équation de la réaction de formation du carbonate de baryum à partir de BaO (s).

Solution :



Q.24. Combien de paramètres faut-il fixer pour déterminer totalement la composition du système à l'équilibre ? Justifier.

Solution :

- X : 2 + nombre de constituants ($P, T, x_{BaO}, x_{CO_2}, x_{BaCO_3}$) : $X = 5$
- Y : nombre de phases + nombre d'équilibres : 1 équilibre ($K^\circ = \frac{x_{CO_2}P}{P^\circ}$), 1 phase gazeuse ($x_{CO_2} = 1$), deux phases solides ($x_{BaO} = 1, x_{BaCO_3} = 1$) : $Y = 4$
- La variance $V = X - Y = 1$.

Q.25. Calculer l'enthalpie standard de réaction de la réaction étudiée. Conclure.

Solution : Loi de Hess : $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(BaCO_3) - \Delta_f H^\circ(BaO) - \Delta_f H^\circ(CO_2) = -270 \text{ kJ/mol}$.

La réaction est exothermique.

Q.26. Prévoir le signe de l'entropie standard de réaction, puis calculer sa valeur.

Solution : Le nombre de gaz diminue lors de la réaction, donc *a priori* $\Delta_r S^\circ < 0$.

Calcul avec la loi de Hess : $\Delta_r S^\circ = S^\circ(BaCO_3) - S^\circ(BaO) - S^\circ(CO_2) = -171 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Q.27. Exprimer la constante d'équilibre de cette réaction de carbonatation à 298 K en fonction des valeurs thermodynamiques obtenues précédemment.

Solution : $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ$ et $\Delta_r G^\circ = -RT \ln(K^\circ)$.

$$\text{Alors : } K^\circ = \exp\left(-\frac{\Delta_r H^\circ}{RT} + \frac{\Delta_r S^\circ}{R}\right) = 2 \times 10^{38}$$

Q.28. Calculer la valeur de la pression partielle du CO_2 à l'équilibre, $P_{\text{CO}_2,eq}$, à 298 K.

Solution : $K^\circ = \frac{P^\circ}{P_{\text{CO}_2,eq}} \Leftrightarrow P_{\text{CO}_2,eq} = \frac{P^\circ}{K^\circ} = 5 \times 10^{-39} \text{ bar}$

Q.29. Sachant que la pression partielle du CO_2 dans l'air vaut $3.0 \times 10^{-4} \text{ bar}$, est-il possible de conserver de l'oxyde de baryum à l'air libre à 298 K ?

Solution :

$$P_{\text{CO}_2} > P_{\text{CO}_2,eq} \Rightarrow Q_r < K^\circ \Rightarrow \Delta_r G = RT \ln\left(\frac{Q_r}{K^\circ}\right) < 0$$

L'évolution se fait dans le sens direct : BaO se transforme en BaCO_3 . Il n'est pas possible de conserver BaO à l'air libre.

Q.30. On enferme maintenant une mole de $\text{BaCO}_3(s)$ dans un récipient initialement vide de volume variable V . La température demeure constante et égale à 298 K. Quel est l'effet d'une augmentation de volume à température et composition constantes sur l'équilibre chimique précédemment étudié ?

Solution : Partons d'un état d'équilibre où $Q_r = K^\circ$.

$Q_r = \frac{P^\circ}{P_{\text{CO}_2}} = \frac{P^\circ V}{n_{\text{CO}_2} RT}$. Si V augmente à température (T) et composition (n_{CO_2}) constantes, alors Q_r augmente. Comme K° ne dépend que de la température, et que la température est fixée, K° est inchangée.

Alors $Q_r > K^\circ$, donc $\Delta_r G = RT \ln\left(\frac{Q_r}{K^\circ}\right) > 0$, la réaction se fait dans le sens indirect.

Ainsi, BaCO_3 est consommé.

Q.31. En déduire l'évolution de la quantité de matière de CO_2 dans l'enceinte en fonction de la valeur de V (V évoluant de 0 à ∞). Si l'évolution n'est pas monotone, on précisera la valeur de la quantité de matière de CO_2 au point de changement de pente.

Solution : *Rappel :* On fait cette fois-ci la réaction inverse, donc on produit du CO_2 .

Notons tout d'abord le volume limite V_{lim} , tel que l'on ait consommé tout BaCO_3 , mais que l'on soit quand même à l'équilibre (c'est notre séparation entre équilibre et rupture d'équilibre). *Il n'est pas demandé de le calculer.*

On obtient alors deux cas :

— Pour $n_{\text{CO}_2,eq} < n_i \Leftrightarrow V < V_{\text{lim}}$, on atteint l'équilibre, donc $n_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2,eq} = \frac{P_{\text{CO}_2,eq} V}{RT}$.

Alors n_{CO_2} varie linéairement avec V .

— Pour $n_{\text{CO}_2,eq} > n_i \Leftrightarrow V > V_{\text{lim}}$, alors on a rupture d'équilibre, et on a $n_{\text{CO}_2} = n_i$ (la réaction se fait jusqu'à épuisement du réactif).

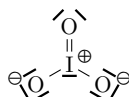
Alors $n_{\text{CO}_2} = 1 \text{ mol}$ est une constante.

A.IV Solubilité du diiodate de baryum

Le diiodate de baryum $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ (s) que l'on nommera par la suite iodate de baryum est un sel peu soluble en solution aqueuse dont il est possible de vérifier expérimentalement la solubilité selon le protocole suivant : Une solution saturée en iodate de baryum est filtrée pour éliminer le précipité. Un dosage par conductimétrie des ions baryum restant dans un volume donné du filtrat est effectué en les faisant précipiter par des ions sulfates à l'aide d'une solution de sulfate de sodium (2Na^+ , SO_4^{2-}). Parallèlement, il est possible de doser par oxydoréduction des ions iodate.

Q.32. L'iode a pour numéro atomique $Z = 53$. Proposer une structure de Lewis et donner la géométrie de l'ion IO_3^- .

Solution : L'iode est un halogène et a 7 électrons de valence. On a alors une géométrie en AX_3E_1 . (I est hypervalent)

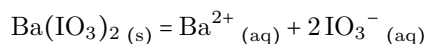


Rapport du jury

REMARQUE DU PROFESSEUR : Beaucoup de formes mésomères de l'ion iodate sont acceptées car l'iode peut être hypervalent.

Q.33. Écrire l'équation de la réaction bilan de la dissolution du précipité d'iodate de baryum.

Solution :



Q.34. Exprimer le produit de solubilité K_s de l'iodate de baryum en fonction de la solubilité s .

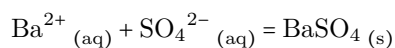
Solution : On a $K_s = \frac{s(2s)^2}{(c^\circ)^3} = \frac{4s^3}{(c^\circ)^3}$

A.IV.1 Dosage conductimétrique

On considère une solution saturée en iodate de baryum. On la filtre pour récupérer 100 mL de filtrat. Dans 50,0 mL du filtrat précédent, sont ajoutés environ 350 mL d'eau. La burette est remplie avec une solution de sulfate de sodium à $5,00 \times 10^{-2}$ mol/L. Le suivi du titrage par conductimétrie permet de tracer le graphe $G = f(V)$.

Q.35. Écrire l'équation de la réaction du titrage conductimétrique sachant que le sulfate de baryum est totalement insoluble en solution aqueuse.

Solution :



Q.36. Quel est le rôle des 350 mL d'eau ?

Solution : Les 350 mL servent à augmenter le volume dans le bécher, on pourra alors négliger l'effet de la dilution

Q.37. Tracer et expliquer l'allure de la courbe $G = f(V)$.

Solution :

- Avant l'équivalence, on consomme 1 Ba^{2+} et on ajoute 2 Na^+ , donc par la loi de Kohlrausch, σ a une pente en $2 \times \lambda^\circ(\text{Na}^+) - \lambda^\circ(\text{Ba}^{2+}) = -3 < 0$.
La conductivité (et donc la conductance G) diminue légèrement.
- Après l'équivalence, on a ajouté des ions qui ne réagissent pas, on a donc une pente en : $2 \times \lambda^\circ(\text{Na}^+) + \lambda^\circ(\text{SO}_4^{2-}) = 26$, ce qui est une pente bien plus grande que précédemment.

On donne (en $10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$) :

$\lambda^\circ(\text{H}_3\text{O}^+) = 35$; $\lambda^\circ(\text{HO}^-) = 20$; $\lambda^\circ(\text{Na}^+) = 5$; $\lambda^\circ(\text{Ba}^{2+}) = 13$; $\lambda^\circ(\text{SO}_4^{2-}) = 16$; $\lambda^\circ(\text{IO}_3^-) = 7$.

Q.38. Calculer la concentration en baryum sachant que l'équivalence est atteinte pour un volume de 11,0 mL en sulfate de sodium.

Solution : A l'équivalence :

$$C_{\text{Ba}^{2+}} \times V = C_{\text{SO}_4^{2-}} \times V_{eq} \Rightarrow C_{\text{Ba}^{2+}} = \frac{5,00 \times 10^{-2} \times 11,0}{50,0} = 1,10 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A.IV.2 Dosage des ions iodate

Dans 20 mL du filtrat contenant les ions iodate, on ajoute 10 mL d'iodure de potassium (KI) molaire et quelques cm^3 d'acide chlorhydrique. La solution devient alors marron. On dose ensuite cette solution colorée par du thiosulfate de sodium (2 Na^+ , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) à 10^{-2} mol/L .

Q.39. On donne ci-dessous le diagramme potentiel pH muet de l'élément iode. Indiquer le nombre d'oxydation de l'élément iode dans les trois espèces. On se limitera aux espèces I_2 , I^- et IO_3^- , la concentration de chacune des espèces étant de 0,1 mol/L.

Solution :

Espèce	I^-	I_2	IO_3^-
n.o.	-I	0	+V

Justification du nombre d'oxydation de l'ion iodate : $n.o.(\text{I}) + 3 \times \underbrace{n.o.(\text{O})}_{-II} = -I \Rightarrow n.o.(\text{I}) = +V$.

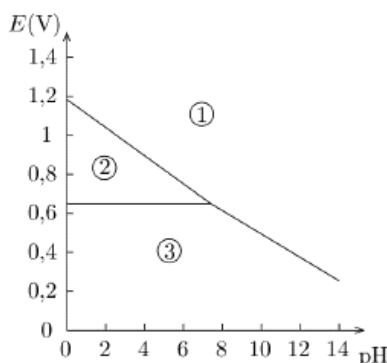


FIGURE 4

Q.40. Reporter ce diagramme sur votre feuille et compléter le en indiquant la correspondance des espèces avec les numéros.

Solution : Par la questions précédente, et sachant que plus le n.o. est grand, plus on est haut en potentiel, on obtient :

Espèce	I^-	I_2	IO_3^-
Attribution	③	②	①

Q.41. Établir l'expression littérale du potentiel E_{23} sur la frontière séparant les domaines 2 et 3 en fonction des concentrations de chacune des espèces. Calculer la valeur de ce potentiel frontière.

Solution : La demi-équation de la frontière 2-3 est : $I_2 + 2e^- = 2I^-$

La relation de Nernst donne :

$$E_{23} = E^\circ(I_2 / I^-) + \frac{0.06}{2} \log \left(\frac{[I_2]}{[I^-]^2} \right) = 0.62 + 0.03 \log \left(\frac{0.1}{0.1^2} \right) = 0.65 \text{ V}$$

Rapport du jury

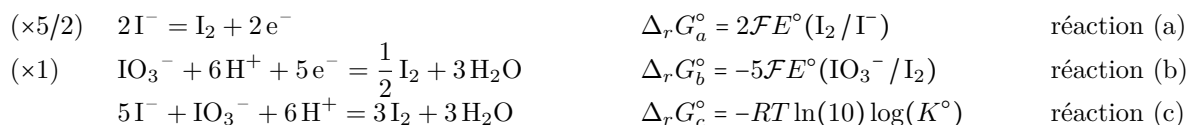
Il est souvent relevé dans ce terme logarithmique une inversion des activités de l'oxydant et du réducteur.

Q.42. Expliquez à l'aide d'une équation d'oxydo-réduction la formation de l'espèce marron. Exprimer la constante d'équilibre associée à cette réaction et conclure.

Solution : Dans le filtrat, il y a des ions IO_3^- . On ajoute I^- et on est en milieu acide. I^- et IO_3^- n'ayant pas de domaine commun en milieu acide, donc ils réagissent pour former I_2 , qui est une espèce marron.

Remarque

On appelle cette réaction une réaction de médiamentation.



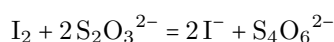
On a $(c) = \frac{5(a) + 2(b)}{2}$, donc $\Delta_r G_c^\circ = \frac{5\Delta_r G_a^\circ + 2\Delta_r G_b^\circ}{2}$
d'où :

$$\log(K^\circ) = \frac{5}{0.06} [E^\circ(IO_3^- / I_2) - E^\circ(I_2 / I^-)] = 48$$

La réaction est totale.

Q.43. En déduire la relation entre la quantité de IO_3^- et la quantité de l'espèce marron, puis relier la quantité initiale d'ions iodate avec le volume équivalent de la réaction de titrage par le thiosulfate.

Solution : La réaction support du titrage est :



On a $n_{I_2, \text{dosé}} = \frac{1}{2}n_{S_2O_3^{2-}, \text{versé}} = \frac{1}{2}C_{thio}V_{eq}$

De plus, on a par la réaction précédente : $n_{NO_3^-, ini} = \frac{1}{3}n_{I_2, \text{dosé}}$, donc : $n_{NO_3^-, ini} = \frac{1}{6}C_{thio}V_{eq}$