DS n°1
SOLUTIONS AQUEUSES

Problème n°1 : Dosage de l'éthanol dans le whisky (G2E 2021 Partie 4)

Avant toute commercialisation du whisky, il est indispensable de déterminer le degré alcoolique du whisky. Ce dernier est défini comme le volume d'éthanol pur en mL contenu dans 100 mL de whisky, à une température de 20 °C. Un whisky ne peut être commercialisé que si son degré alcoolique est supérieur à 40 °. On se propose de vérifier ce dernier en réalisant le dosage de l'éthanol.
On supposera dans cette partie la température constante et égale à 20 °C.

Document 1 : Principe du dosage de l'éthanol

Le dosage par titrage de l'éthanol est réalisé par oxydation de l'éthanol par un excès de dichromate de potassium ($2\ K^+$, $Cr_2O_7^{2-}$) en milieu acide.
L'excès d'ions dichromate est ensuite dosé par une solution aqueuse contenant des ions Fe^{2+} obtenue par dissolution de sel de Mohr dont la formule est [$FeSO_4$,$(NH_4)_2SO_4$, 6 H_2O].
Le repérage de l'équivalence est obtenu en utilisant un indicateur coloré, le diphénylamine sulfonate de baryum.

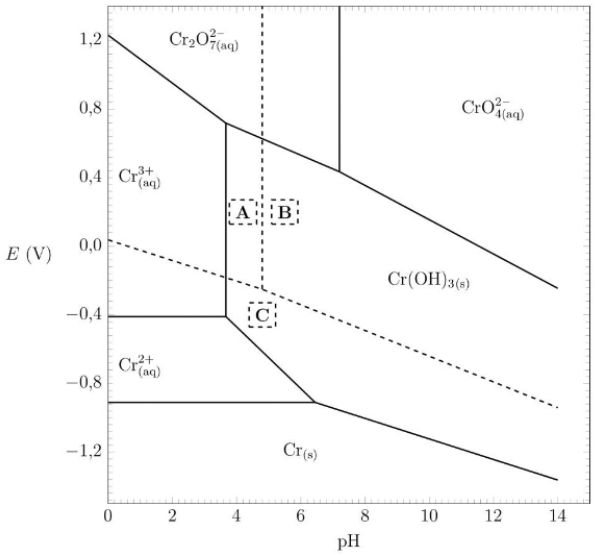
Document 2 : Protocole de titrage

Dans un erlenmeyer de 250 mL, on introduit successivement :
- V_0 = 10,0 mL de solution aqueuse de whisky diluée 500 fois
- V_1 = 20,0 mL de solution aqueuse de dichromate de potassium à la concentration $C_1 = 2{,}00.10^{-2}$ mol.L^{-1}
- 10 mL d'acide sulfurique concentré.

On laisse sous agitation pendant 30 minutes.
On introduit dans la burette une solution aqueuse de sel de Mohr à la concentration $C_{Fe} = 1{,}00.10^{-1}$ mol.L^{-1}. On ajoute quelques gouttes d'indicateur coloré dans l'erlenmeyer puis on réalise le titrage. L'équivalence est obtenue pour un volume de solution de sel de Mohr versé V_e = 18,2 mL.

Document 3 : Diagramme E-pH

On donne le diagramme potentiel-pH de l'élément chrome (en traits pleins). On superpose sur ce diagramme le diagramme potentiel-pH en solution aqueuse relatif à l'acide éthanoïque, l'ion éthanoate et l'éthanol (en pointillés). Les concentrations de tracé sont toutes prises égales à 1,0 mol.L^{-1}.



Q1. Attribuer les domaines de prédominance A, B et C du document 3 aux espèces correspondantes.

Q2. Retrouver l'équation de la frontière séparant les domaines A et C.

Q3. Déterminer l'équation de la réaction ayant lieu lors de l'ajout de l'excès de dichromate de potassium $K_2Cr_2O_7$ à l'éthanol en présence d'acide sulfurique. Justifier la réponse à l'aide du diagramme potentiel-pH du document 3.

Q4. Proposer un protocole, en 15 lignes maximum, permettant la préparation de 1,00 L de solution diluée 500 fois de Whisky. On précisera la verrerie utilisée.

Q5. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.

Q6. Déterminer la quantité (en mol) de $Cr_2O_7^{2-}$ introduite initialement $n(Cr_2O_7^{2-})_0$ et la quantité (en mol) de $Cr_2O_7^{2-}$ en excès $n(Cr_2O_7^{2-})_{excès}$.

Q7. Calculer la concentration en éthanol dans le whisky, notée C_{Et}, en $mol.L^{-1}$.

Q8. Déterminer le degré alcoolique du whisky étudié puis indiquer si le whisky est conforme aux normes de commercialisation. On donne la densité de l'éthanol à 20 °C d = 0,790.

Données à 25 °C :

$R = 8,31\ J.K^{-1}.mol^{-1}$
$RTln(10)/F = 0,0590\ V$

Masses molaires :
$M(CH_3CH_2OH) = 46,0\ g.mol^{-1}$
$M(FeSO_4,(NH_4)_2SO_4,6H_2O) = 392\ g.mol^{-1}$
$M(K_2Cr_2O_7) = 294\ g.mol^{-1}$

Constante d'acidité du couple CH_3COOH / CH_3COO^- dans l'eau : $K_A = 10^{-4,80}$

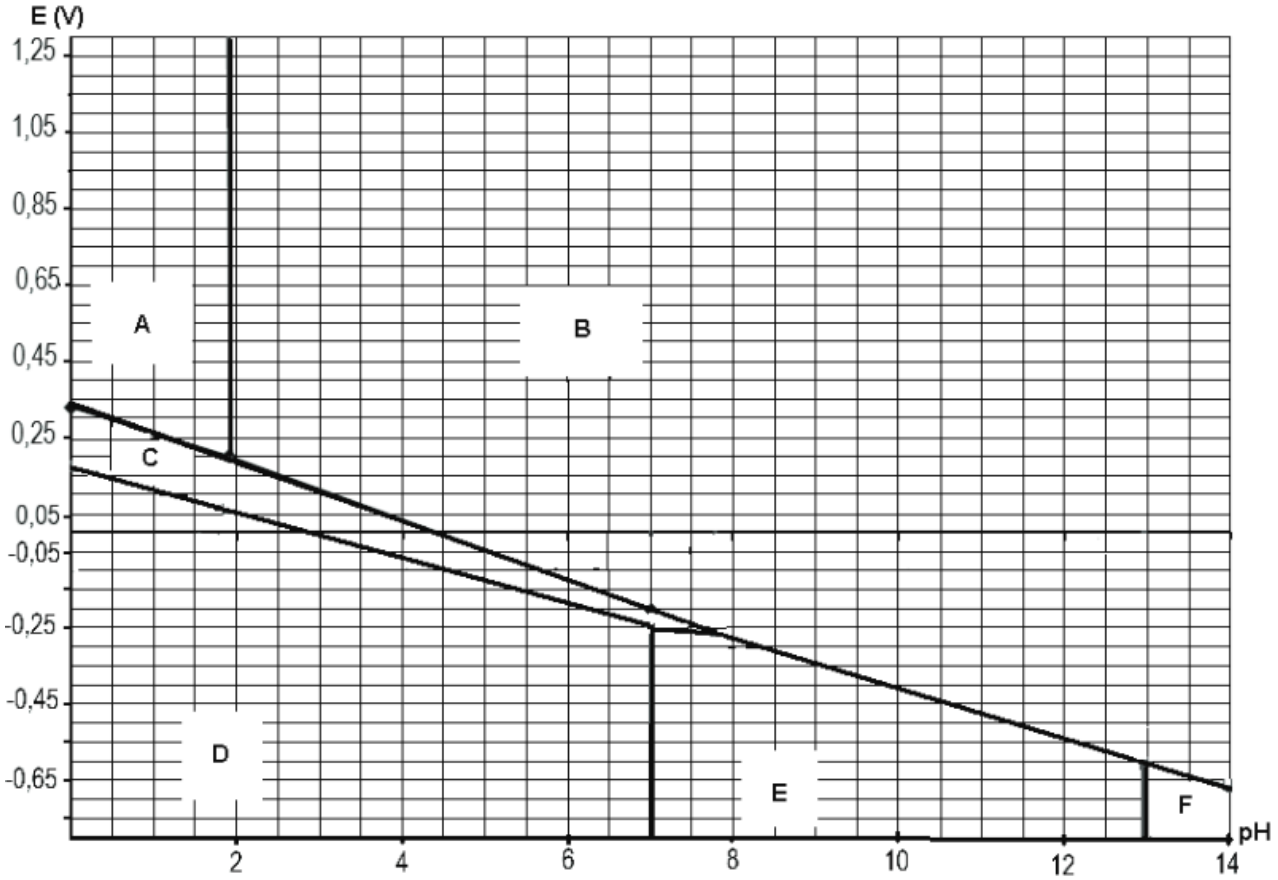
Potentiels standards à pH = 0 :
- CH_3COOH / CH_3CH_2OH : $E°_1 = 0,0370\ V$
- $Cr_2O_7^{2-}$ / Cr^{3+} : $E°_2 = 1,33\ V$
- Fe^{3+} / Fe^{2+} : $E°_3 = 0,770\ V$

Problème n°2 : Utilisation des composés du soufre en chimie générale (E3A PC 2019)

Le soufre placé sous l'oxygène dans la classification périodique, est à l'état natif un solide jaune. Il se trouve souvent à l'état naturel sous forme de sulfures et de sulfates. Il est utilisé dans de nombreux processus industriels tels que la production d'acide sulfurique, de poudre à canon, la vulcanisation du caoutchouc, la fabrication d'engrais, de fongicides, d'allumettes...

PARTIE A : GÉNÉRALITES SUR QUELQUES COMPOSÉS DE L'ÉLÉMENT SOUFRE

Le diagramme potentiel E – pH simplifié de l'élément soufre est fourni ci-dessous. On a pris en compte les espèces suivantes : $H_2S_{(aq)}$; $HS^-_{(aq)}$; $S^{2-}_{(aq)}$; $S_{(s)}$; $HSO_4^-{}_{(aq)}$; $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$.
Il a été tracé pour une concentration en chacune des espèces dissoutes égale à C = 0,10 mol·L^{-1} et sous une pression atmosphérique P = 1 bar.



A1. Attribuer les domaines A, B, C, D, E et F de prédominance ou d'existence aux diverses espèces envisagées en justifiant.

A2. Déterminer l'expression de la pente théorique de la frontière entre les espèces C et D.

A3. On laisse, à l'air libre, pendant plusieurs heures, une solution de sulfure d'hydrogène H_2S. On constate alors la présence d'un trouble jaunâtre. Proposer une interprétation à l'aide d'une équation chimique de réaction.

A4. Donner une représentation de Lewis et la géométrie selon la théorie VSEPR du sulfure d'hydrogène H_2S et de l'ion sulfate SO_4^{2-}.

A5. Dans la littérature on trouve que la longueur des liaisons SO dans l'ion SO_4^{2-} est 149 ppm. Interpréter ce résultat, sachant que la longueur de la liaison double S=O vaut 143 ppm et celle de la liaison simple S−O vaut 158 ppm.

PARTIE B : PRÉCIPITATION SÉLECTIVE À L'AIDE DU SULFURE D'HYDROGÈNE

Le sulfure d'hydrogène H_2S est à température ambiante un gaz très soluble dans l'eau et à l'odeur désagréable d'œuf pourri.
On fait buller du sulfure d'hydrogène $H_2S_{(g)}$ sous la pression de 1,0 bar jusqu'à l'obtention d'une solution saturée.
La concentration molaire de $H_2S_{(aq)}$ dans l'eau est alors constante et vaut C = 0,10 mol·L^{-1}.

À 1,0 L de la solution précédente, on ajoute (sans variation de volume) deux sels très solubles :
0,90 g de nitrate de manganèse(II) $Mn(NO_3)_{2(s)}$ et 0,92 g de nitrate de nickel(II) $Ni(NO_3)_{2(s)}$.

On peut faire varier le pH de la solution par addition d'acide ou de base, tout en maintenant la saturation de $H_2S_{(aq)}$ avec un apport de gaz constant ; on admet donc que la concentration molaire en H_2S reste égale à C = 0,10 mol.L^{-1} indépendamment du pH obtenu.

L'équation de la réaction de dissolution du sulfure métallique est : $MS_{(s)} = M^{2+}_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$

B1. Exprimer la concentration en ions sulfure S^{2-} en fonction de la concentration C de H_2S, de la concentration en ions H_3O^+ et des constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2} des couples H_2S / HS^- et HS^-/ S^{2-}.

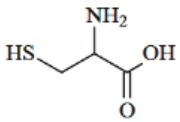
B2. Déterminer le pH de début de précipitation pour chacun des sulfures métalliques.

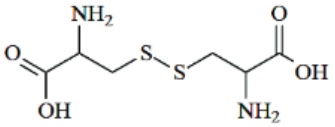
B3. Déterminer le pH de fin de précipitation pour chacun des sulfures métalliques. On supposera dans ce cas que 99 % du précipité s'est formé.

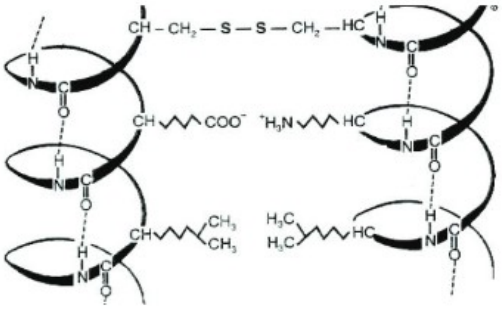
B4. En déduire une méthode de séparation des cations métalliques considérés.

PARTIE C : UN DÉRIVÉ SOUFRÉ DANS UNE PERMANENTE CAPILLAIRE

La chaîne polypeptidique du cheveu, la kératine, contient l'acide aminé cystéine et sa forme dimère disulfure, appelée cystine. Les ponts disulfures lient les chaînes de kératine entre elles.







Pour imprimer aux cheveux des formes permanentes, on utilise les propriétés oxydo-réductrices de la cystéine et de la cystine présentes dans la kératine.

L'action des solutions liquides commerciales pour permanente se déroule en deux étapes :
- rupture temporaire des ponts disulfures de cystine par l'action d'un agent réducteur puissant, l'acide thioglycolique $HS\text{-}CH_2\text{-}CO_2H$ pour permettre une nouvelle mise en forme ;
- oxydation par de l'eau oxygénée H_2O_2 pour reconstituer des ponts disulfures afin de rigidifier la mise en forme.

La réglementation française impose un pourcentage massique maximal de 8 % pour l'acide thioglycolique dans les solutions commerciales pour permanente.
L'acide thioglycolique HS-CH_2-COOH est un diacide noté H_2A.
À 25 °C, les valeurs des pK_a sont : $pK_a(H_2A/HA^-) = 3,6$ et $pK_a(HA^-/A^{2-}) = 10,5$

À titre de comparaison, on donne les valeurs suivantes :
$pK_a(CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-) = 4,8$ et $pK_a(C_2H_5SH/C_2H_5S^-) = 11,0$.

C1. Donner les formules semi-développées des espèces notées HA^- et A^{2-} pour l'acide thioglycolique.

C2. Choisir, en justifiant, parmi les deux figures ci-dessous, celle qui illustre le dosage pH-métrique de 100 mL d'une solution aqueuse d'acide thioglycolique de concentration molaire $C_a = 1,0.10^{-2}$ mol·L^{-1} par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 1,0.10^{-1}$ mol·L^{-1}.

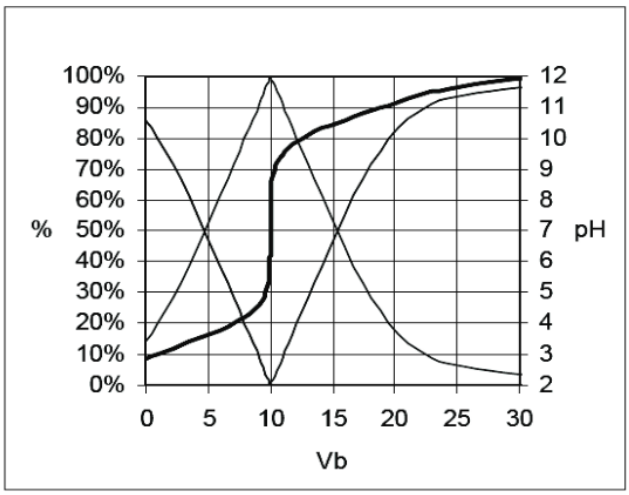


Figure 1

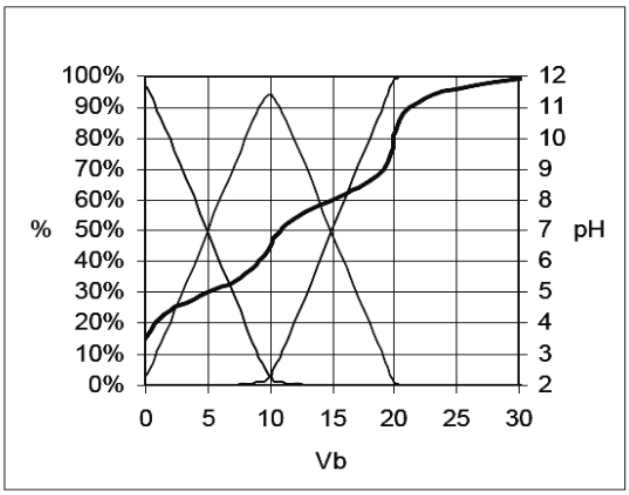


Figure 2

On souhaite vérifier qu'une solution commerciale pour permanente respecte la réglementation.
On réalise le dosage de l'acide thioglycolique, noté désormais RSH, par iodométrie selon le protocole suivant :

- dans un erlenmeyer on place $V_1 = 20,0$ mL d'une solution aqueuse de diiode I_2 à la concentration $C_1 = 4,8.10^{-2}$ mol·L^{-1} ;
- on ajoute une masse m = 1,5 g d'une solution commerciale pour permanente dans l'erlenmeyer et on laisse sous agitation quelques minutes. La coloration brune liée au diiode s'atténue mais ne disparaît pas. L'équation de la réaction est :

  $$2\ RSH_{(aq)} + I_{2(aq)} = RSSR_{(aq)} + 2\ I^-_{(aq)} + 2\ H^+_{(aq)}$$

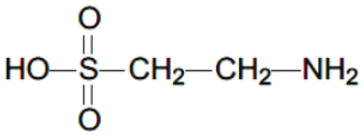
- on effectue le titrage du diiode restant dans la solution précédente par une solution de thiosulfate de sodium ($2\ Na^+ + S_2O_3^{2-}$) à la concentration $C_2 = 0,10$ mol·L^{-1} en présence d'un indicateur coloré (thiodène) ; le virage de l'indicateur coloré est obtenu pour un volume de solution titrante versé $V_E = 10,2$ mL. L'équation de la réaction est :
  $$2\ S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} + I_{2(aq)} = S_4O_6^{2-}{}_{(aq)} + 2\ I^-_{(aq)}$$

C3. Établir l'expression de la constante thermodynamique de la réaction chimique relative au titrage du diiode. Commenter la valeur obtenue après calcul.

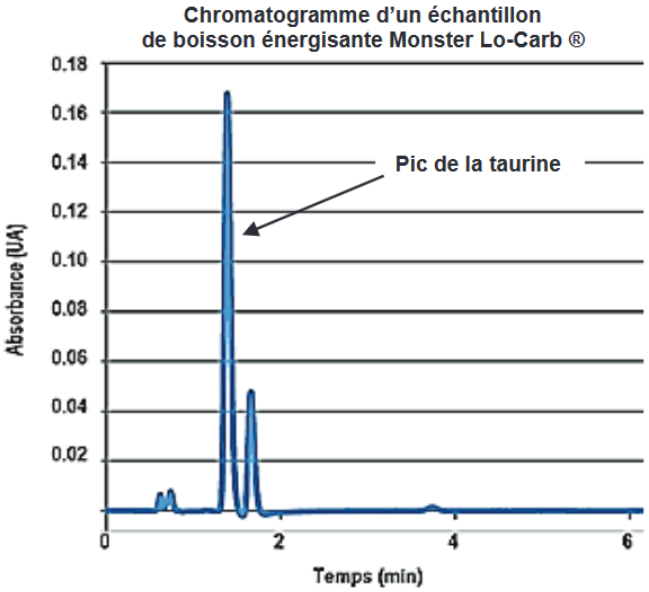
C4. Déterminer la quantité n d'acide thioglycolique puis le pourcentage massique d'acide thioglycolique contenu dans l'échantillon commercial. La solution étudiée respecte-t-elle la réglementation ?

PARTIE D : UN DÉRIVÉ SOUFRÉ DANS UNE BOISSON ÉNERGISANTE

La taurine est un dérivé soufré, synthétisé à partir de la cystéine. On souhaite vérifier la concentration massique de la taurine dans une boisson énergisante (Monster Lo-Carb®) en réalisant un dosage par étalonnage.
La composition fournie par l'industriel indique pour la taurine une masse m = 423 mg pour 100 mL de boisson.



La technique expérimentale choisie pour réaliser ce dosage est « la chromatographie liquide haute performance » (HPLC). Le principe de cette technique de séparation, d'identification et de mesure s'appuie sur le phénomène de rétention d'une espèce chimique entraînée par un éluant (phase mobile) dans une colonne (phase stationnaire). Un mélange est injecté dans la colonne et les différentes espèces sont éluées les unes après les autres. Un détecteur à la sortie de la colonne (spectrophotomètre UV-visible) permet d'obtenir un chromatogramme (cf. figure ci-contre) sur lequel apparaissent des pics associés à chaque substance.



L'aire sous chaque pic est proportionnelle à la concentration d'une espèce chimique donnée.
En abscisse, on fait figurer le « temps de rétention » (temps au bout duquel une espèce est éluée et détectée), qui caractérise qualitativement la substance. En ordonnée l'absorbance exprimée en unité arbitraire (UA).

Principales étapes du protocole expérimental :

- une solution aqueuse S_0 de taurine est préparée en dissolvant une masse m_0 = 0,2519 g dans une fiole jaugée de V_0 = 500 mL, complétée à l'eau distillée ;
- des solutions étalons de concentrations massiques comprises entre 10,0 mg.L^{-1} et 50,0 mg.L^{-1} sont préparées à partir de la solution S_0 précédente ;
- la solution de boisson énergisante est décarboniquée et diluée 125 fois.

Un prélèvement de chaque solution étalon est injecté dans l'appareil, le chromatogramme obtenu est analysé et les mesures sont rassemblées dans le tableau ci-dessous :

C_m (mg.L^{-1})	10,0	20,0	30,0	40,0	50,0
Aire sous le pic (mUA.s)	54,5	113,4	179,4	243,0	307,0

« mUA.s » est une unité usuelle pour l'aire sous le pic, utilisée en HPLC.

On injecte ensuite dans la colonne l'échantillon de boisson énergisante diluée et on obtient la mesure d'aire suivante : A = 218,6 mUA.s.

D1. Donner la liste de matériel nécessaire à la réalisation d'une chromatographie sur couche mince (CCM). Indiquer une méthode de révélation et le principal inconvénient par rapport à la HPLC.

D2. Exploiter les mesures expérimentales pour déterminer la concentration massique en taurine dans la boisson énergisante étudiée. Les étapes de la démarche seront clairement explicitées. Comparer à l'indication de l'industriel, en calculant un écart relatif.

Données numériques :

Numéros atomiques : Z(H) = 1 ; Z(C) = 6 ; Z(O) = 8 ; Z(C) = 16 ; Z(Rh) = 45

Masses molaires atomiques ($g \cdot mol^{-1}$) :

H	C	N	O	P	S	Cl	Mn	Ni	Br
1,0	12,0	14,0	16,0	31,0	32,1	35,5	54,9	58,7	79,9

Électronégativité (échelle de Pauling) : $\chi(C) = 2,5$; $\chi(S) = 2,6$; $\chi(O) = 3,4$

Constante de solubilité à 25°C : $K_s(MnS) = 10^{-9,6}$ $K_s(NiS) = 10^{-20,5}$

Constante d'acidité à 25°C : $K_{a1}(H_2S/HS^-) = 1,0.10^{-7}$ $K_{a2}(HS^-/S^{2-}) = 1,0.10^{-13}$

Potentiels standard à pH = 0 et à 25°C :
$E°(H^+_{(aq)}/H_{2(g)}) = 0$ V $E°(HSO_4^-{}_{(aq)}/S_{(s)}) = 0,34$ V
$E°(S_4O_6^{2-}{}_{(aq)}/S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}) = 0,10$ V $E°(I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}) = 0,54$ V
$E°(S_{(s)}/H_2S_{(aq)}) = 0,14$ V $E°(O_{2(g)}/H_2O_{(\ell)}) = 1,23$ V

Constante des gaz parfaits : $R = 8,31\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

$RT/F \times \ln(10) = 0,06$ V

Problème n°3 : Entretien du chauffe-eau (CCINP TSI 2021 Partie III)

A – Provenance du calcaire

Données :
Numéros atomiques : Z(H) = 1, Z(C) = 6, Z(O) = 8
Produit de solubilité du carbonate de calcium $CaCO_{3(s)}$ à 298 K : $K_s = 10^{-8,4}$

L'eau contient de nombreux ions dissous parmi lesquels figurent les ions calcium en partie responsables de la formation de tartre. Lorsque l'eau est calcaire, le contact direct de la résistance chauffante avec l'eau favorise la formation de tartre qui se dépose sur la résistance et altère sa performance.

Q1. L'ion hydrogénocarbonate a pour formule chimique HCO_3^-. Établir la représentation de Lewis de l'ion hydrogénocarbonate.

L'ion hydrogénocarbonate appartient aux couples acido-basiques suivants :
$H_2CO_{3(aq)}$ / $HCO_3^-{}_{(aq)}$ auquel on associe la constante d'acidité K_{A1} à 298 K
($H_2CO_{3(aq)}$, appelé acide carbonique, représente le mélange CO_2, H_2O)
$HCO_3^-{}_{(aq)}$ / $CO_3^{2-}{}_{(aq)}$ auquel on associe la constante d'acidité K_{A2} à 298 K.

Q2. Donner l'expression de la constante d'acidité K_A associée à un couple acido-basique $AH_{(aq)}$ / $A^-{}_{(aq)}$. En déduire le lien entre $pK_A = -\log K_A$ et le pH.

On fournit le diagramme de distribution de l'acide carbonique sur la figure 1.

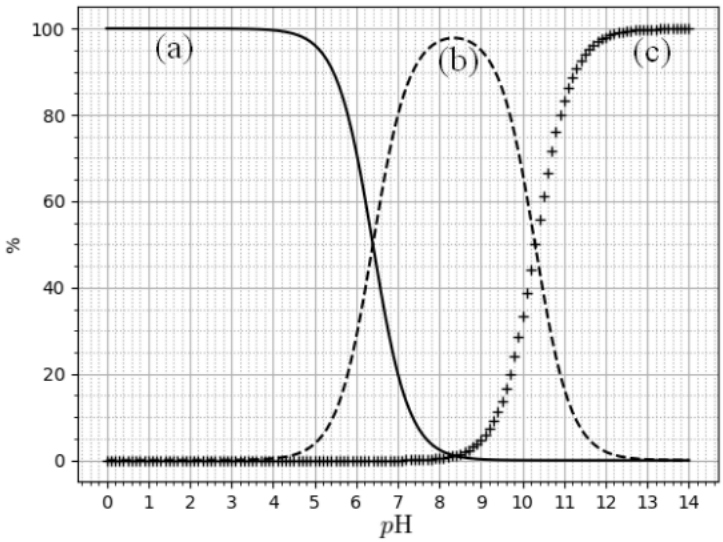


Figure 1 – Diagramme de distribution de l'acide carbonique

Q3. En expliquant votre démarche, attribuer chaque courbe de distribution ((a), (b) et (c)) à une espèce chimique (H_2CO_3, HCO_3^- ou CO_3^{2-}).

Q4. À l'aide du diagramme de distribution de la figure 1, déterminer les valeurs de pK_{A1} et pK_{A2} en justifiant votre réponse.

Q5. Quelle est l'espèce majoritaire pour 7,4 < pH < 9,3 ?

On s'intéresse à la solubilité s du carbonate de calcium (composé majoritaire du calcaire) dans l'eau.

Q6. Écrire l'équation de dissolution du carbonate de calcium dans l'eau.

Q7. Donner l'expression du produit de solubilité K_s du carbonate de calcium en assimilant les activités chimiques des constituants en solution à leurs concentrations.

Q8. Justifier que, pour 7,4 < pH < 9,3, la solubilité s du carbonate de calcium est telle que $s = [Ca^{2+}]_{éq}$ et $s \approx [HCO_3^-]_{éq}$.

Q9. En déduire l'expression de ps = f(pH) pour 7,4 < pH < 9,3.

On fournit les graphes suivants :

- le graphe du cologarithme décimal de la solubilité ps = − log(s) du carbonate de calcium $CaCO_{3(s)}$ en fonction du pH à 298 K (figure 2) ;

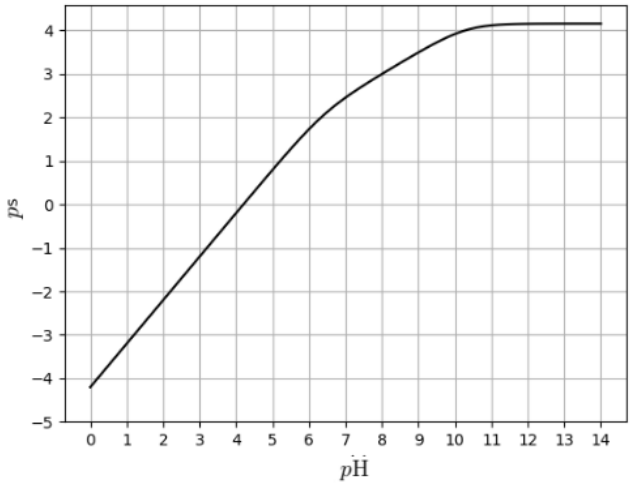


Figure 2 – Évolution du ps de $CaCO_3$ en fonction du pH à T = 298 K

- le graphe du cologarithme décimal de la solubilité ps du carbonate de calcium $CaCO_{3(s)}$ en fonction du pH pour différentes températures (figure 3) ;

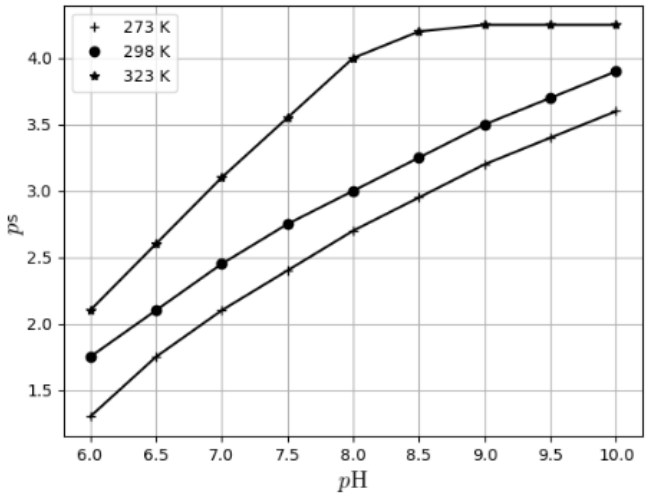


Figure 3 – Évolution du ps de $CaCO_3$ en fonction du pH pour différentes températures

Q10. Vérifier la cohérence du résultat précédent avec le graphe fourni sur la figure 2.

Q11. Dans la cuve d'un chauffe-eau, comment évolue le dépôt de calcaire lorsque le pH augmente ? Justifier.

Q12. Pour nettoyer le dépôt de calcaire sur la résistance électrique chauffante d'un chauffe-eau, faut-il utiliser une solution acide ou basique ? Justifier.

Q13. Dans la cuve d'un chauffe-eau, comment évolue le dépôt de calcaire lorsque la température augmente ? Justifier.

B – Électrode sacrificielle de magnésium

Données :

Potentiels standard à 298 K à pH = 0 :
$Fe^{2+}_{(aq)} / Fe_{(s)}$: $E°_1 = -0,44$ V
$Mg^{2+}_{(aq)} / Mg_{(s)}$: $E°_2 = -2,37$ V

Équations de frontière des couples de l'eau à 298 K pour lesquelles les conventions sont telles que la pression partielle des espèces gazeuses est égale à 1 bar :
$H_2O_{(\ell)} / H_{2(g)}$: $E_3 = -0,06$ pH
$O_{2(g)} / H_2O_{(\ell)}$: $E_4 = 1,23 - 0,06$ pH

La cuve d'un chauffe-eau est en acier, qui est un alliage essentiellement constitué de fer. Au contact de l'eau, la cuve peut subir un phénomène de corrosion. Pour $7 < pH < 9$, le fer solide $Fe_{(s)}$ réagit avec l'eau et conduit à la formation d'ions fer(II) $Fe^{2+}_{(aq)}$, qui à leur tour, réagissent avec le dioxygène $O_{2(g)}$ pour former de la rouille $Fe_2O_{3(s)}$.

Q14. Établir l'équation de la réaction menant des ions fer(II) $Fe^{2+}_{(aq)}$ à la formation de rouille $Fe_2O_{3(s)}$.

La première protection de la cuve contre la rouille est son émaillage, mais l'émail possède naturellement des micro-porosités où la corrosion peut s'amorcer. C'est pourquoi on trouve dans tout chauffe-eau un système de protection supplémentaire contre la corrosion. Une possibilité réside en la présence d'une électrode de magnésium dite " sacrificielle ".

On s'intéresse à la stabilité du magnésium solide $Mg_{(s)}$ dans l'eau et dans le dioxygène. On considère les espèces $Mg_{(s)}$, $Mg^{2+}_{(aq)}$ et $Mg(OH)_{2(s)}$ dans le diagramme E-pH du magnésium de la figure 4 à la concentration de tracé de $C_t = 10^{-6}$ mol·L^{-1} à 298 K.

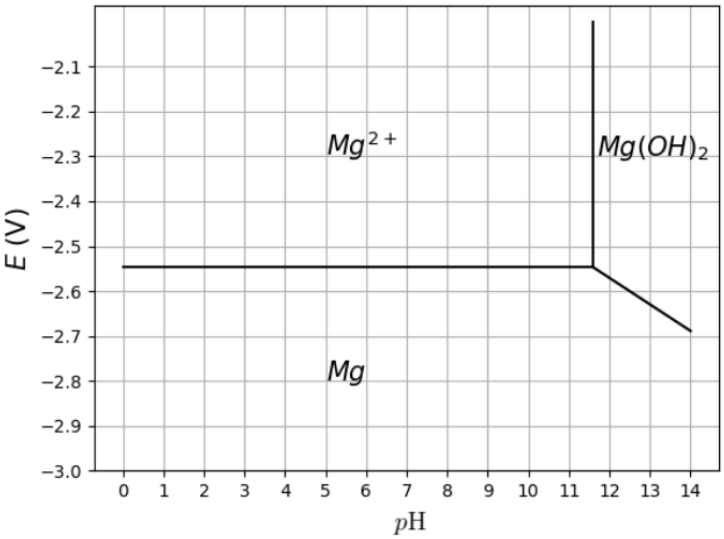


Figure 4 – Diagramme E-pH du magnésium

Q15. Justifier la position relative de chacune des espèces sur le diagramme E-pH de la figure 4.

Q16. Déterminer, par le calcul, l'équation de la frontière séparant $Mg^{2+}_{(aq)}$ et $Mg_{(s)}$. Est-ce en accord avec le diagramme ?

Q17. Déterminer, par le calcul, la pente de la frontière séparant $Mg(OH)_{2(s)}$ et $Mg_{(s)}$.

Q18. On suppose qu'une variation de température modifie peu les frontières. Conclure sur la stabilité du magnésium dans l'eau et dans le dioxygène.

La cuve d'un chauffe-eau en acier est ainsi reliée à une électrode sacrificielle de magnésium qui plonge dans l'eau de la cuve. Le métal le plus réducteur sert alors d'anode et le moins réducteur de cathode. La surface de la cathode se charge en électrons. À l'interface cathode/eau, le dioxygène dissous dans l'eau de la cuve $O_{2(aq)}$ se réduit mais le métal reste intact.

L'équation de la réaction totale qui se produit au sein de la cuve, écrite en milieu basique, est :

$$O_{2(aq)} + 2\ Mg_{(s)} + 2\ H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2\ Mg^{2+}_{(aq)} + 4\ HO^-_{(aq)}$$

Ce phénomène est analogue à une pile en court-circuit, dont un schéma est fourni sur la figure 5.

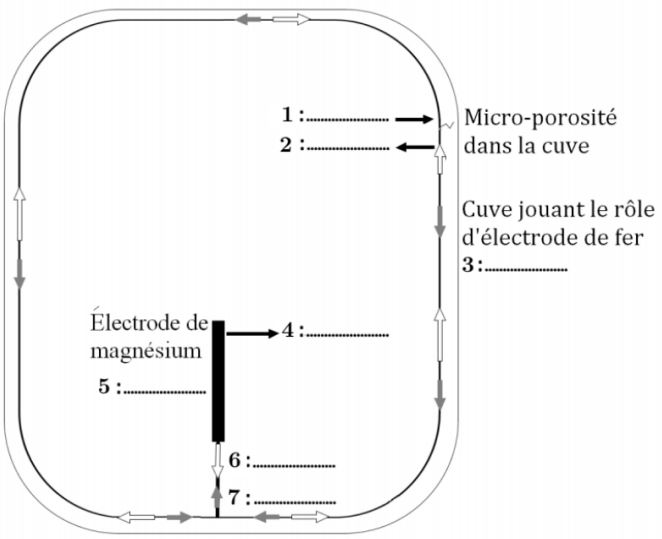


Figure 5 – Schéma du chauffe-eau

Q19. Rappeler la définition d'une anode.

Q20. Quel rôle joue l'électrode de magnésium (anode ou cathode) ? Justifier.

Q21. En déduire la demi-équation d'oxydo-réduction qui se déroule au niveau de l'anode et celle qui se déroule au niveau de la cathode.

Q22. Associer, à chaque numéro de 1 à 7 de la figure 5, le terme manquant sur les lignes en pointillés, en choisissant parmi les termes suivants : anode, cathode, sens des électrons, sens du courant électrique, Mg^{2+}, $O_{2(aq)}$ et HO^-.

Q23. Justifier le nom d'électrode sacrificielle donné à l'électrode de magnésium.

Q24. La consommation de l'électrode sacrificielle favorise-t-elle la formation de calcaire ? Justifier. On se reportera à la figure 2. On négligera la formation du précipité $Mg(OH)_{2(s)}$ qui, pour une faible concentration d'ions $Mg^{2+}_{(aq)}$, se forme à un pH trop élevé.

Au bout d'un certain temps l'électrode a totalement disparu et le chauffe-eau ne dispose plus de système de protection : la corrosion peut survenir. Elle doit donc être changée régulièrement. La fréquence de remplacement varie selon le type d'eau et peut varier de quelques mois à plusieurs années. Il est donc difficile de connaître précisément le besoin de remplacement mais il est cependant possible de l'estimer.

Q25. Au contact du magnésium, la cuve est parcourue par une densité de courant de l'ordre de $j_e = 50\ mA \cdot m^{-2}$. Estimer la durée de vie en jours de l'électrode de magnésium.

Données relatives à la Q25 :
Surface intérieure de la cuve du chauffe-eau : $S_c = 3{,}0\ m^2$
Électrode de magnésium : volume $V = 2{,}0.10^{-4}\ m^3$
Masse molaire du magnésium : $M(Mg) = 24{,}3\ g \cdot mol^{-1}$
Masse volumique du magnésium : $\rho(Mg) = 1{,}74\ g \cdot cm^{-3}$
1 Faraday : $F = 96\ 500\ C \cdot mol^{-1}$
1 jour = 86 400 s