

DEVOIR SURVEILLE n° 4

Si au cours de l'épreuve, un candidat repère ce qui lui semble être une erreur d'énoncé, d'une part il le signale au chef de salle, d'autre part il le signale sur sa copie et poursuit sa composition en indiquant les raisons des initiatives qu'il est amené à prendre.

AVERTISSEMENT

La **présentation**, la lisibilité, l'orthographe, la qualité de la **rédaction**, la **clarté** et la **précision** des raisonnements entreront pour une **part importante** dans l'**appréciation des copies**. En particulier, les résultats non justifiés ne seront pas pris en compte. Les candidats sont invités à encadrer les résultats de leurs calculs.

L'usage de calculatrice est autorisé pour l'ensemble de ce devoir (pour le 1^{er} problème et pour le 2^{ème} problème).

Il est interdit d'arrêter de composer avant 17h00.

Vous devez traiter les 2 problèmes sur 2 copies différentes.

Si vous choisissez de ne pas traiter l'un des problèmes, vous devez tout de même me rendre une copie « blanche ».

	Barème	Ramassé à
Premier problème	50 %	15h00
Deuxième problème	50 %	17h00

Le 1^{er} problème est à traiter de 13h00 à 15h00 (ramassé à 15h00).

Le 2^{ème} problème est à traiter de 15h00 à 17h00.

Interdiction de commencer le 2^{ème} problème avant 15h00.

PREMIER PROBLEME : Le nickel (d'après banque PT 2007)

L'usage de calculatrice est autorisé pour ce problème.

Toutes les données numériques nécessaires à la résolution de ce problème sont regroupées à la fin de ce problème.

Barème de ce problème : partie I (27 %) ; partie II (46 %) ; partie III (27 %).

I) Le nickel : (27 % du barème de ce problème)

I-1. L'élément nickel :

I-1-a. Donner la configuration électronique, à l'état fondamental, de l'élément nickel.
Le nickel est un élément de transition. Justifier cette affirmation.

I-1-b. La masse molaire atomique du nickel figurant dans la littérature est : $M = 58,7 \text{ g.mol}^{-1}$. En admettant qu'à l'état naturel le nickel est un mélange de trois isotopes : ^{58}Ni , ^{60}Ni et ^{62}Ni , dont 68 % (pourcentage molaire) de ^{58}Ni , calculer approximativement les pourcentages molaires des deux autres isotopes.

I-2. Le corps pur simple nickel :

Le nickel impur a une structure hexagonale ; **une fois purifié**, le nickel possède une **structure cubique à faces centrées**. **Dans la suite de cette étude, on ne s'intéresse qu'à cette structure cubique à faces centrées.**

I-2-a. Représenter une maille conventionnelle du nickel pur. Quelle est la coordinence d'un atome dans cette structure ?

I-2-b. Le paramètre de la maille est $a = 352 \text{ pm}$. En déduire le rayon atomique du nickel.

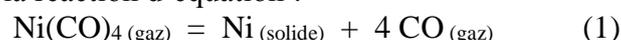
I-2-c. Calculer la masse volumique ρ puis la densité d du nickel.

I-2-d. Qu'appelle-t-on site octaédrique, site tétraédrique ?

Vérifier que dans la structure cubique à faces centrées, le nombre de sites octaédriques est la moitié du nombre de sites tétraédriques.

II) Décomposition thermique du nickel carbonyle : (46 % du barème de ce problème)

En aéronautique, on envisage de fabriquer les ailes d'avion en matériau composite. Pour éviter toute détérioration à la traversée des zones très orageuses, il est nécessaire que celui-ci soit un conducteur électrique. Un des procédés à l'étude consiste à réaliser un dépôt de nickel par décomposition thermique du nickel carbonyle, suivant la réaction d'équation :



II-1. Préliminaire :

On considère tout d'abord le nickel carbonyle $\text{Ni}(\text{CO})_4$ pur sous deux phases en équilibre suivant :



La pression de vapeur saturante P_2 du liquide, entre $-35\text{ }^\circ\text{C}$ et $45\text{ }^\circ\text{C}$, suit la loi ci-dessous :

$$\ln \frac{P_2}{P^0} = 11,0537 - \frac{3493}{T} \text{ où } T \text{ est la température en Kelvin.}$$

Calculer l'enthalpie standard et l'entropie standard de vaporisation du nickel carbonyle (supposées indépendantes de la température), puis sa température standard d'ébullition (sous $P = 1\text{ bar}$, donc).

Dans toute la suite, on suppose T supérieure à cette température standard d'ébullition.

II-2. Etude thermodynamique de la réaction (1) :

II-2-a. A l'aide des données numériques fournies, calculer l'enthalpie standard $\Delta_r H^\circ_1$ et l'entropie standard $\Delta_r S^\circ_1$ de la réaction (1) à 298 K .

En déduire, dans le cadre de l'approximation d'Ellingham, l'expression numérique de l'enthalpie libre standard $\Delta_r G^\circ_1(T)$, exprimée en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$, à la température T , exprimée en Kelvin.

II-2-b. On appelle α le coefficient de dissociation du nickel carbonyle gazeux à l'équilibre ; α est aussi le taux d'avancement de la réaction (1) de décomposition thermique de $\text{Ni}(\text{CO})_4(\text{gaz})$ à l'équilibre si, dans l'état initial, on part uniquement de $\text{Ni}(\text{CO})_4(\text{gaz})$.

Montrer que α dépend de la pression totale P à l'équilibre et de la température T à laquelle on travaille ; expliciter la relation entre α , P et la constante d'équilibre K°_1 de la réaction (1).

II-2-c. A quelle température T_1 , $\alpha = 5\%$ de $\text{Ni}(\text{CO})_4(\text{gaz})$ sont-ils décomposés sous la pression totale constante $P = 1\text{ bar}$? A quelle température T_2 , $\alpha = 95\%$ de $\text{Ni}(\text{CO})_4(\text{gaz})$ sont-ils décomposés sous la pression totale constante $P = 1\text{ bar}$?

En déduire le domaine de température dans lequel doit s'effectuer la décomposition du nickel carbonyle sous $P = 1\text{ bar}$.

Aurait-on pu, sans calcul, prévoir le sens du déplacement de l'équilibre (1), lors d'une augmentation isobare de la température ? Justifier.

II-3. Etude cinétique de la réaction (1) :

La dissociation de $\text{Ni}(\text{CO})_4(\text{gaz})$ (symbolisé, dans la suite, par la notation A) obéit à une cinétique du 1^{er} ordre avec une constante de vitesse k .

Dans un réacteur de volume donné, maintenu à température constante (et suffisante, pour qu'il soit licite de négliger la réaction inverse), sont introduits n_0 mol de A sous la pression initiale P_0 . Au temps $t_1 = 8\text{ min}$, la pression totale est $P_1 = 2,5 P_0$.

II-3-a. Rappeler l'expression de la vitesse de réaction en fonction de la concentration molaire de A , notée $[A]$, et de k .

II-3-b. P_A étant la pression partielle de A à l'instant t , établir la relation : $\frac{dP_A}{dt} = -k \cdot P_A$

II-3-c. Par intégration de l'équation différentielle précédente, établir les expressions, en fonction du temps, de P_A puis de la pression totale P .

II-3-d. Que représente le temps $t_1 = 8\text{ min}$?

Quelle est la valeur numérique de la constante de vitesse k ?

Quelle est la valeur de P_∞ (pression totale correspondant à une dissociation totale) ?

Cette valeur ne pouvait-elle pas être atteinte directement ?

III) Etude conductimétrique du dosage acido-basique d'un mélange d'hydroxyde de sodium et de sulfate de nickel en solution aqueuse par de l'acide éthanöique CH_3COOH : (27 % du barème de ce problème)

Processus opératoire :

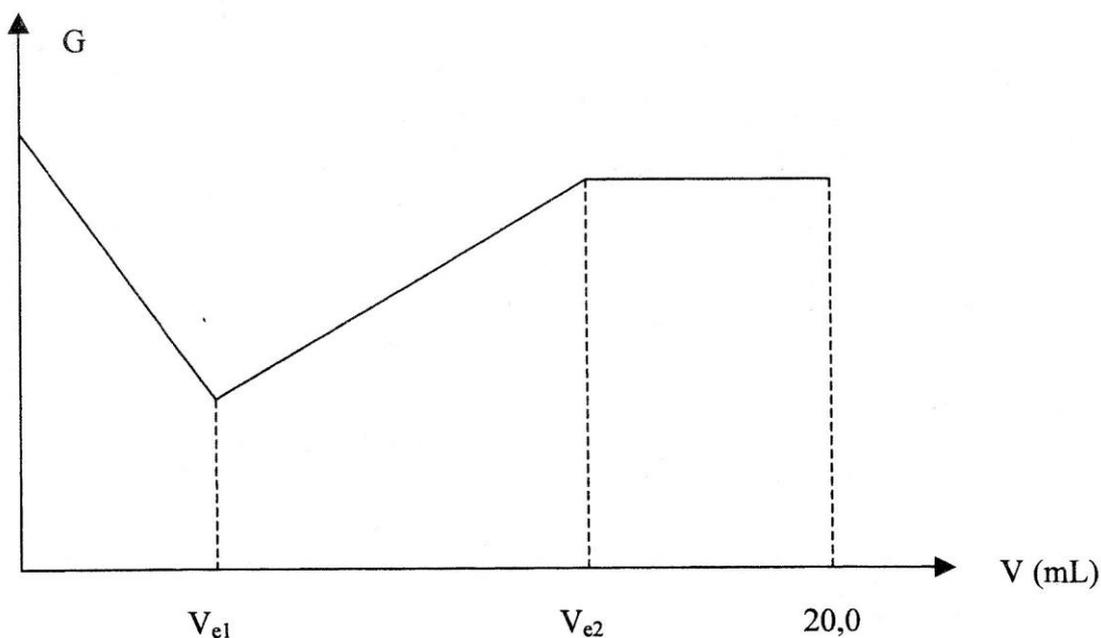
Prélever $V_1 = 10,0$ mL de la solution de soude (Na^+ , HO^-) à doser (concentration molaire c_1).

Ajouter $V_2 = 20,0$ mL de la solution de sulfate de nickel (Ni^{2+} , SO_4^{2-}) à doser (concentration molaire c_2).
Ajouter enfin 50 mL d'eau déminéralisée. Après agitation, on obtient ainsi le mélange M (volume V_0).

Tremper la cellule conductimétrique dans le mélange M et ajouter progressivement la solution titrante d'acide éthanöique, symbolisé par AcOH (volume V , concentration $c = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$) par fraction de 0,5 mL, en relevant la conductance G jusqu'à $V = 20$ mL.

Résultats :

L'allure de la courbe de la conductance G en fonction du volume V d'acide éthanöique versé, est donnée ci-dessous. On y repère 2 volumes équivalents $V_{e1} = 6,0$ mL et $V_{e2} = 14,0$ mL.



Observations expérimentales :

On observe que le mélange M à doser renferme un précipité vert pâle d'hydroxyde de nickel $\text{Ni}(\text{OH})_2$ (espèce très peu soluble dans les conditions initiales du dosage). Celui-ci se dissout progressivement lors de l'addition de l'acide éthanöique. Pour la valeur V_{e2} du volume versé, le mélange est limpide.

Dans toute la suite, on suppose que les ions en solution SO_4^{2-} et Na^+ sont indifférents sur le plan acido-basique.

Questionnaire :

III-1. Justifier que la simple observation de la courbe conductimétrique permet d'affirmer (connaissant les valeurs des conductivités équivalentes limites, données en fin de cet énoncé) que le mélange M contient, initialement, un excès de soude.

III-2-a. Ecrire l'équation de la réaction de titrage pour $0 < V < V_{e1}$.
Justifier qualitativement mais précisément le signe de la pente de la « droite » correspondante (l'effet de la dilution étant faible).

III-2-b. Ecrire l'équation de la réaction de titrage pour $V_{e1} < V < V_{e2}$.
Justifier comme précédemment le signe de la pente de la « droite » correspondante, puis la pente du tracé pour $V > V_{e2}$.

III-3. Les deux réactions de titrage étant supposées quantitatives, établir les expressions littérales de c_1 et c_2 , en fonction de c , V_1 , V_2 , V_{e1} et V_{e2} .
Calculer numériquement c_1 et c_2 .

III-4. Calculer la concentration molaire en ion nickel Ni^{2+} lorsque $V = 12,0$ mL.
L'étude pH-métrique montre qu'en ce point le pH est égal à 7,90.
En déduire le produit de solubilité K_S de $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Commenter le résultat.

III-5. Lorsque $V = 20$ mL, on mesure $\text{pH} = 5,10$. En déduire le pK_A du couple $\text{AcOH} / \text{AcO}^-$.

III-6. Déduire des résultats précédents les valeurs numériques des constantes d'équilibre des deux réactions de titrage. Conclure.

DONNEES NUMERIQUES

Numéro atomique du nickel :	$Z = 28$
Constante d'Avogadro :	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Masse volumique de l'eau liquide :	$\rho_{\text{eau}} = 1,00 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$
Tous les gaz sont supposés parfaits	$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Pression standard :	$P^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

On supposera les entropies standard de réaction et les enthalpies standard de réaction constantes dans le domaine de température considéré.

Enthalpies standard de formation $\Delta_f H^\circ$ et entropies molaires standard S° à 298 K :

	$\text{Ni}(\text{CO})_4 \text{ (gaz)}$	$\text{Ni} \text{ (solide)}$	$\text{CO} \text{ (gaz)}$
$\Delta_f H^\circ \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	-602	0	-111
$S^\circ \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	409	30	198

Conductivités équivalentes limites λ_{lim} (en $\text{S} \cdot \text{cm}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$) :

$\text{Na}^+ : 50$ $\text{Ni}^{2+} : 44$ $\text{HO}^- : 198$ $\text{SO}_4^{2-} : 80$ $\text{CH}_3\text{CO}_2^- : 40$

DEUXIEME PROBLEME : L'eau (d'après banque PT 2004)

L'usage de calculatrice est autorisé pour ce problème.

Toutes les données numériques nécessaires à la résolution de ce problème sont regroupées à la fin de ce problème.

Les résultats numériques seront donnés avec trois chiffres significatifs.

L'eau est le composé chimique le plus important des substances terrestres, toute vie animale ou végétale dépend de sa présence. Considérée et vénérée anciennement comme l'un des éléments vitaux, l'eau est devenue également de la plus grande importance aussi bien pour l'industrie que pour les besoins individuels.

I) Etude structurale de la molécule d'eau :

- 1) Donner la structure de Lewis de la molécule d'eau. Décrire la géométrie de cette molécule. Quelle propriété particulière peut-on en déduire ?
- 2) On rappelle la définition de l'enthalpie standard $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O-H})$ de la liaison O-H :
Pour la réaction $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} = 2 \text{H}_{(\text{g})} + \text{O}_{(\text{g})}$, $\Delta_r H^\circ = 2 \Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O-H})$.
Calculer, à 298 K, $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O-H})$ à partir des données thermodynamiques fournies. On pourra schématiser un cycle thermodynamique et appliquer la loi de Hess.
- 3) En admettant que le résultat trouvé précédemment pour $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O-H})$ est encore valable dans le cas du peroxyde d'hydrogène ou eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{g})}$, en déduire la valeur, à 298 K, de l'enthalpie standard $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O-O})_{\text{perox}}$ de la liaison (O-O) dans cette molécule de peroxyde ; on veillera à ne pas confondre la valeur de $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O-O})_{\text{perox}}$ et celle, donnée en annexe, de $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O=O})$, enthalpie standard de la liaison (O=O) dans la molécule de $\text{O}_{2(\text{g})}$.
- 4) Comparer $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O-H})$ et $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O-O})_{\text{perox}}$; qu'en déduisez-vous, quant à la réactivité du peroxyde d'hydrogène ?

Dans toute la suite, on pourra assimiler une température de 25 °C à 298 K.

II) Etude des propriétés acido-basiques du solvant eau :

A- Etude à la température de 25 °C (température correspondant sensiblement à 298 K) :

On considère une solution aqueuse S_1 d'hydroxyde de sodium à 10,0 moles par litre, et une solution aqueuse S_2 d'acide chlorhydrique à 0,0200 mole par litre.

- 1) Quelle masse d'hydroxyde de sodium solide a servi pour préparer un litre de solution S_1 ?
- 2) Pour préparer la solution diluée d'acide chlorhydrique S_2 , on utilise une solution commerciale S_3 de densité $d = 1,19$ et de fraction massique $w_{\text{HCl}} = 0,370$ en chlorure d'hydrogène. Rappeler ce qu'est une fraction massique.

Déterminer le volume de la solution commerciale S_3 que l'on doit prélever pour préparer un litre de solution diluée S_2 .

- 3) On ajoute, à un litre de la solution chlorhydrique S_2 préparée, 6 gouttes de la solution d'hydroxyde S_1 . Sachant que le compte-gouttes de la burette délivre $1,0 \text{ cm}^3$ pour 20 gouttes, que vaut la concentration en ions hydronium dans la solution d'acide, après cet ajout ?
- 4) Combien versera-t-on de gouttes pour obtenir une solution neutre au sens du pH ? Remarque ?

B- Etude en fonction de la température :

On suppose que l'enthalpie standard de la réaction d'autoprotolyse de l'eau liquide est indépendante de la température.

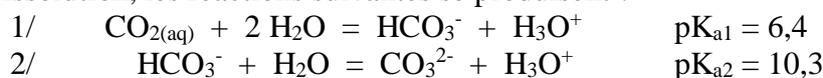
- 1) En appliquant la loi dite de l'isobare de Van't Hoff que l'on rappellera, déterminer la variation du logarithme décimal du produit ionique K_e de l'eau en fonction de la température.
- 2) En déduire la variation du pH de l'eau pure avec la température.
- 3) Calculer le pH de l'eau pure à $0 \text{ }^\circ\text{C}$, $50 \text{ }^\circ\text{C}$, $75 \text{ }^\circ\text{C}$, et commenter à propos de la neutralité, au sens du pH, à une température différente de $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

III) Etude de la solubilisation de gaz et de solides dans l'eau :

A- Dissolution du dioxyde de carbone :

On sait qu'à $25 \text{ }^\circ\text{C}$, lorsque l'eau liquide, initialement pure, est saturée en dioxyde de carbone présent dans l'air, son pH atteint une valeur égale à 5,4.

Outre la réaction de dissolution, les réactions suivantes se produisent :



- 1) Expliquer pourquoi le pH d'une eau laissée au contact de l'atmosphère à $25 \text{ }^\circ\text{C}$ n'est pas neutre ; quelle est la réaction prépondérante sur le plan acido-basique ?
- 2) Que vaut la concentration molaire en dioxyde de carbone dans l'eau ? On indiquera et justifiera a posteriori les approximations légitimes, et on pourra utiliser les domaines de prédominances des espèces $\text{CO}_{2(\text{aq})}$, hydrogénocarbonate HCO_3^- et carbonate CO_3^{2-} .
- 3) En déduire le nombre total de moles de dioxyde de carbone dissoutes dans un bécher qui contient 500 mL d'eau.
- 4) L'existence d'une eau « dure » résulte de la réaction acido-basique de $\text{CO}_{2(\text{aq})}$ contenu dans une eau de pluie (qui a dissous du dioxyde de carbone de l'atmosphère), sur le carbonate de calcium (le calcaire du sol) $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$, solide dont le produit de solubilité K_S est fourni en annexe. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction, sachant que l'hydrogénocarbonate de calcium est soluble dans ces conditions. Calculer la constante d'équilibre de la réaction.

Dans la suite, on suppose la pression partielle de $\text{CO}_{2(\text{g})}$ dans l'air constante.

- 5) Calculer l'enthalpie standard, supposée constante, de la réaction acido-basique de $\text{CO}_2(\text{g})$ et $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ sur $\text{CaCO}_3(\text{s})$. Peut-on, en s'appuyant sur ce dernier résultat, expliquer l'apparition d'un dépôt blanc quand on chauffe l'eau « dure » évoquée à la question 4, saturée en $\text{CaCO}_3(\text{s})$?
- 6) On suppose que le chauffage dure suffisamment longtemps pour que la moitié de l'eau liquide de la solution d'eau « dure » de la question 4 se soit évaporée ; on laisse refroidir la solution restante jusqu'à 298 K. En raisonnant sur l'enthalpie libre de réaction, examiner s'il y a, ou non, persistance du précipité.

B- Dissolution des nitrates :

Les nitrates étant généralement très solubles, une eau (initialement pure) a été polluée par du nitrate de plomb $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, totalement dissous sous forme d'ions Pb^{2+} et NO_3^- .

- 1) En vous aidant des données fournies en annexe, préciser comment on peut mettre en évidence, sans faire varier le pH, la présence de plomb dans cette eau.
- 2) Quelle masse maximale de ce nitrate a pu être dissoute dans un litre d'eau à 25 °C et de pH égal à 7, sans que l'on ait pu constater la précipitation de l'hydroxyde de plomb ?
- 3) Sachant qu'une eau potable doit contenir moins de 50 µg d'ions plomb par litre, et moins de 50 mg d'ions nitrate par litre, que pensez-vous de l'eau étudiée dans la situation limite évoquée à la question précédente ?
- 4) On souhaite préparer au laboratoire une solution à 100 g par litre de nitrate de plomb, totalement dissous : comment doit-être choisi le pH ?

C- Dissolution du chlorure de sodium :

L'eau peut dissoudre en particulier jusqu'à 260 g par litre de sel marin $\text{NaCl}(\text{s})$. Ce sel peut cristalliser après évaporation totale. On donne ici sa structure cristallographique : les ions Na^+ et Cl^- constituent deux structures cubiques à faces centrées, décalées de $a/2$ suivant un côté du cube (a étant l'arête du cube). Les valeurs des rayons ioniques sont fournies en annexe. Dans un cristal ionique, il n'y a pas contact anion-anion, ni cation-cation, mais contact anion-cation.

- 1) Définir la compacité d'un cristal ; calculer celle de $\text{NaCl}(\text{s})$.
- 2) Calculer sa masse volumique et sa densité.

IV) Etude des propriétés oxydo-réductrices de l'eau :

L'eau (ou ses ions) peut agir comme oxydant ou comme réducteur. Les valeurs des deux potentiels redox standard sont fournies en annexe. On raisonnera à 25 °C et les pressions partielles des gaz seront assimilées à la pression standard.

- 1) Ecrire les 2 demi-réactions rédox dans lesquelles interviennent les couples de l'eau.
- 2) En déduire les expressions correspondantes des potentiels rédox.
- 3) Tracer le diagramme $E = f(\text{pH})$ de l'eau, de $\text{pH} = 0$ à $\text{pH} = 14$.

4) Préciser les propriétés oxydo-réductrices de l'eau pour chaque domaine délimité dans le diagramme.

5) Le potentiel redox standard du couple $\text{Al}^{3+} / \text{Al}_{(\text{sol})}$ a pour valeur (- 1,67 V).

5.1. Situer ce couple sur le diagramme précédent, en admettant que la concentration en espèce dissoute est égale à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

5.2. Sachant que le produit de solubilité de l'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_3$ est de 10^{-32} , borner le domaine précédent. Compléter le diagramme : tracer la frontière $\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{sol})}/\text{Al}_{(\text{sol})}$.

5.3. Expliquer pourquoi une surface d'aluminium peut demeurer sans dommage au contact de l'eau de pluie, de pH supérieur à 5.

5.4. En milieu très acide, après avoir trempé du papier aluminium ménager quelques secondes, on assiste à une vive réaction accompagnée d'un dégagement gazeux et à la disparition totale du métal. Ecrire les équations-bilans des deux réactions de l'oxydant H^+ se produisant lors de cette expérience.

ANNEXE

Numéros atomiques : H : Z = 1 O : Z = 8

Données thermodynamiques à 298 K :

Enthalpie standard de formation de $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$: $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}) = - 241,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Enthalpie standard (de dissociation) de la liaison H-H de $\text{H}_{2(\text{g})}$: $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{H-H}) = 432,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Enthalpie standard (de dissociation) de la liaison O=O de $\text{O}_{2(\text{g})}$: $\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{O=O}) = 494,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Enthalpie standard de formation de $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{g})}$: $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{2(\text{g})}) = - 140,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Autres enthalpies standard de formation, exprimées en kJ.mol^{-1} :

$\text{CO}_{2(\text{g})}$: - 393,3 ; $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$: - 285,8 ; $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$: - 1207,0 ; $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$: - 543,0 ; $\text{HCO}_3^{-}_{(\text{aq})}$: - 692,0

Solutions aqueuses :

$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$: $\text{pK}_e = 14$ et $\Delta_r H^\circ = 57,26 \text{ kJ.mol}^{-1}$

$K_S[\text{CaCO}_3] = 10^{-8,4}$

$K_S[\text{Pb}(\text{OH})_2] = 10^{-16}$; $K_S[\text{PbSO}_4] = 2.10^{-8}$; $K_S[\text{PbCl}_2] = 10^{-4,8}$

$E^\circ(\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_{2(\text{g})}) = 0,00 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = 1,23 \text{ V}$; $\frac{R}{F} \ln X = 0,06 \log X$

Masses molaires des éléments en g.mol^{-1} :

H : 1 O : 16 N : 14 Na : 23 Cl : 35,5 Pb : 207

Rayons ioniques :

Na^+ : 98 pm Cl^- : 181 pm 1 pm = 10^{-12} m

Constantes physico-chimiques :

$N_a = 6,023.10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$