

PCSI 2021/2022

option PSI

Corrigé du Devoir Surveillé de chimie n°5

Entretien d'un chauffe-eau

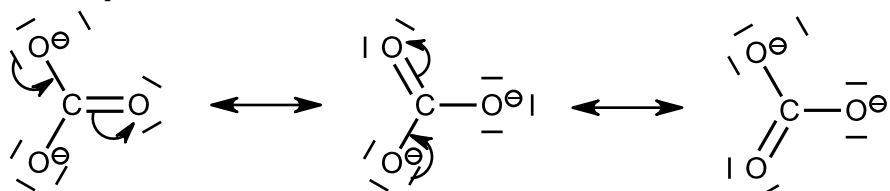
I) Le problème du calcaire

1) Le calcium est un élément alcalino-terreux, c'est-à-dire qu'il fait partie de la colonne n°2 du tableau périodique. Il est donc beaucoup moins électronégatif que les éléments C et O (en tête des colonnes 14 et 16 respectivement) et il possède deux électrons de valence. Dans le solide ionique CaCO_3 , le calcium est donc sous forme d'ions Ca^{2+} .

C et O étant deux non-métaux voisins dans le tableau périodique, ils s'associent pour former un ion moléculaire, l'ion carbonate. La charge de cet ion se déduit de la neutralité du solide ionique $\text{Ca}(\text{CO}_3)$: les ions carbonate sont les ions CO_3^{2-} .

Le carbonate de calcium est constitué d'ions Ca^{2+} et d'ions carbonate CO_3^{2-} .

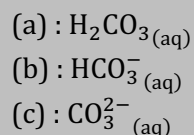
2) Pour rendre compte de l'égalité des longueurs de liaison C-O, il faut représenter les trois formules mésomères équivalentes :



Cet ion est une **dibase**, c'est-à-dire qu'il peut capter successivement deux protons H^+ : le premier transforme CO_3^{2-} en son acide conjugué HCO_3^- ; le deuxième transforme HCO_3^- en H_2CO_3 .

Cela définit les deux couples acide/base présentés ensuite dans l'énoncé.

3) Dans chaque couple A/B, l'acide A prédomine aux pH les plus faibles et la base prédomine aux pH les plus élevés. On a donc :



4) Lorsque deux courbes de distribution se coupent, cela signifie que la concentration de l'acide et de la base conjuguées sont égales. Or $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{B}]}{[\text{A}]c^\circ}$, donc à l'intersection, on a : $K_a = \frac{[\text{H}^+]_{inter}}{c^\circ}$, c'est-à-dire : $\text{p}K_a = \text{pH}_{inter}$.

Ainsi :

- intersection des courbes (a) et (b) : on lit $\text{pH}_{inter1} = 6,4$; donc $\text{p}K_{a1} = 6,4$;
- intersection des courbes (b) et (c) : on lit $\text{pH}_{inter2} = 10,3$; donc $\text{p}K_{a2} = 10,3$.

$$\text{p}K_{a1} = 6,4 \text{ et } \text{p}K_{a2} = 10,3$$

5) On exprime le pourcentage de distribution de l'espèce CO_3^{2-} par rapport aux trois formes acido-basiques possibles :

$$\%(c) = \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}]} \times 100$$

$$\%(c) = \frac{1}{\frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_3^{2-}] + \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} + 1}} \times 100$$

$$\%(c) = \frac{1}{\frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-]} \times \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}] + \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} + 1}} \times 100$$

Or $K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]c^o}$ et $K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]c^o}$, donc :

$$\%(c) = \frac{1}{\frac{[\text{H}^+]}{K_{a1}c^o} \times \frac{[\text{H}^+]}{K_{a2}c^o} + \frac{[\text{H}^+]}{K_{a2}c^o} + 1}} \times 100$$

$$\%(c) = \frac{1}{\frac{[\text{H}^+]^2}{K_{a1}K_{a2}(c^o)^2} + \frac{[\text{H}^+]}{K_{a2}c^o} + 1}} \times 100$$

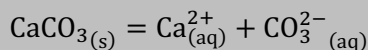
D'où l'équation de la courbe de distribution en fonction du pH :

$$\%(c) = \frac{100}{10^{\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2} - 2\text{pH}} + 10^{\text{p}K_{a2} - \text{pH}} + 1}$$

Si on se restreint à $\text{pH} > 9$, on voit que la concentration de H_2CO_3 est négligeable devant celle des deux autres espèces. On peut donc écrire : $[\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}] \approx [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}]$. Ceci simplifie le dénominateur de l'expression précédente en retirant le premier terme. On a alors :

$$\text{Pour } \text{pH} > 9 : \\ \%(c) \approx \frac{100}{10^{\text{p}K_{a2} - \text{pH}} + 1}$$

6) À $\text{pH} = 13$, on voit sur le graphe que l'espèce CO_3^{2-} est quasiment à 100%. La transformation de CO_3^{2-} en HCO_3^- ou H_2CO_3 peut donc être négligée. La réaction de dissolution est donc :



La constante d'équilibre de cette réaction est le produit de solubilité K_S de $\text{CaCO}_{3(s)}$, valant : $K_S = 10^{-8,4}$ d'après les données.

Pour trouver la solubilité de $\text{CaCO}_{3(s)}$, on considère de l'eau pure dans laquelle on introduit $\text{CaCO}_{3(s)}$ en excès, et on fait le bilan de matière de la réaction de dissolution. Dans une solution saturée, l'avancement volumique de la réaction de dissolution est égal à la solubilité s , donc : $[\text{Ca}^{2+}]_{eq} = s$ et $[\text{CO}_3^{2-}]_{eq} = s$.

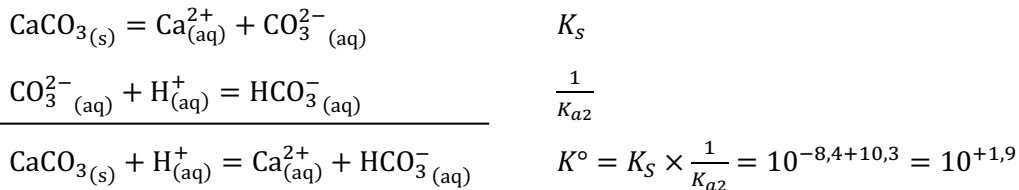
La solution saturée est une situation d'équilibre chimique pour la réaction de dissolution ; on peut donc appliquer la loi de Guldberg et Waage pour trouver :

$$K_s = Q_{eq} = \frac{[Ca^{2+}]_{eq}[CO_3^{2-}]_{eq}}{(c^\circ)^2} = \left(\frac{s}{c^\circ}\right)^2$$

On en déduit :

$$s = c^\circ \cdot \sqrt{K_s} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

7) Pour $7,4 < \text{pH} < 9,3$, c'est l'espèce HCO_3^- dont la concentration est quasiment à 100% sur le diagramme de distribution. On en déduit que, lorsque $\text{CaCO}_{3(s)}$ se dissocie selon la réaction de la question précédente, les ions CO_3^{2-} libérés se trouvent alors intégralement protonnés en HCO_3^- . La réaction de dissolution, dans ce cas, s'obtient donc en additionnant les deux réactions successives :



Pour $7,4 < \text{pH} < 9,3$, l'équilibre de dissolution est :
 $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{H}_{(aq)}^+ = \text{Ca}_{(aq)}^{2+} + \text{HCO}_3^-_{(aq)}$, de constante d'équilibre $10^{+1,9}$

8) On fait le bilan de matière de cette nouvelle réaction de dissolution. En solution saturée, on a cette fois : $[\text{Ca}^{2+}]_{eq} = s$ et $[\text{HCO}_3^-]_{eq} = s$. La concentration $[\text{H}^+]_{eq}$ est considérée comme un paramètre imposé par les conditions extérieures, c'est une propriété de l'eau contenue dans le chauffe-eau après qu'elle s'est saturée en calcaire. La loi de Guldberg et Waage s'écrit :

$$K^\circ = Q_{eq} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]_{eq}[\text{HCO}_3^-]_{eq}}{[\text{H}^+]_{eq}c^\circ} = \frac{s^2}{[\text{H}^+]_{eq}c^\circ}$$

D'où l'expression de la solubilité :

$$s = c^\circ \cdot \sqrt{K^\circ \left(\frac{[\text{H}^+]_{eq}}{c^\circ}\right)}$$

En appliquant l'opérateur « p » comme demandé, on trouve :

$$ps = \frac{1}{2}pK^\circ + \frac{1}{2}\text{pH}$$

Pour $7,4 < \text{pH} < 9,3$, la solubilité évolue selon :

$$ps = -0,95 + \frac{1}{2}\text{pH}$$

Ce résultat a été obtenu à la température de 298 K (soit 25°C). On retrouve bien sur les graphes fournis $ps = f(\text{pH})$ que ps décrit, à cette température et dans l'intervalle $7,4 < \text{pH} < 9,3$, un segment de droite de coefficient directeur $\frac{1}{2}$.

9) On constate sur les graphes fournis que ps croît avec le pH. Or $ps = -\log \frac{s}{c^\circ}$. Donc une augmentation de ps correspond à une diminution de la solubilité s du calcaire.

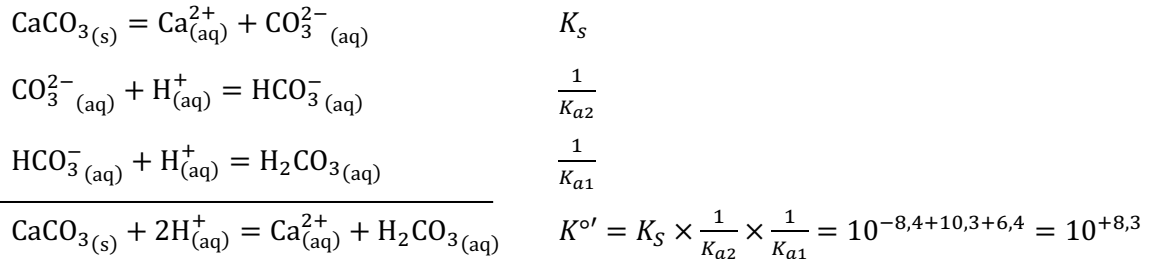
La solubilité du calcaire décroît quand le pH augmente.

Si on souhaite nettoyer un dépôt calcaire, il faut choisir une solution de pH tel que la solubilité s soit la plus grande possible, donc ps le plus petit possible. On a donc intérêt à se placer en milieu le plus acide possible :

Pour nettoyer un dépôt de calcaire, on utilise une solution acide.

10) Une solution d'acide chlorhydrique molaire est une solution contenant les ions H^+ et Cl^- aux concentrations : $[H^+]_0 = [Cl^-]_0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. C'est une solution de pH voisin de 0. Le calcaire y est alors très soluble, et les ions carbonate se retrouvent, après dissolution, sous la forme $H_2CO_{3(aq)}$ d'après le diagramme de distribution.

Pour obtenir l'équation de dissolution, on ajoute donc les trois équations :



Un dépôt de calcaire est dissous par l'acide chlorhydrique selon :
 $CaCO_{3(s)} + 2H^+_{(aq)} = Ca_{(aq)}^{2+} + H_2CO_{3(aq)}$

La quantité apportée d'ions H^+ vaut $n_{H^+} = [H^+]_0 V = 1,000 \text{ mol}$, qui est supérieure au double de la quantité $0,200 \text{ mol}$ de calcaire à nettoyer. Le réactif limitant est donc le calcaire. Comme $K^o \gg 1$ et que le calcaire est un corps condensé pur, on fait l'hypothèse que la réaction sera rigoureusement totale (rupture d'équilibre).

Dans le cadre de cette hypothèse, le bilan de matière est :

	$CaCO_{3(s)}$	$H^+_{(aq)}$	$Ca_{(aq)}^{2+}$	$H_2CO_{3(aq)}$
apporté	0,200	1,000	0	0
bilan si réaction totale	0	0,600	0,200	0,200

(quantités de matière en mol)

Pour valider l'hypothèse, on calcule le quotient réactionnel au moment de la rupture d'équilibre. On a alors : $[H^+]_f = 0,600 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $[Ca^{2+}]_f = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[H_2CO_3]_f = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

D'où :

$$Q_f = \frac{[Ca^{2+}]_f [H_2CO_3]_f}{[H^+]_f^2} = 0,11$$

Conclusion : au moment de la rupture d'équilibre, $Q_f < K^{o'}$, c'est-à-dire que l'équilibre chimique n'a pas encore été atteint. L'hypothèse d'une réaction totale est donc validée.

Le dépôt de calcaire est intégralement dissous.

Remarque : en réalité, $H_2CO_{3(aq)}$ a tendance à se décomposer en $CO_{2(g)}$ et $H_2O_{(l)}$. Lors cette réaction a lieu, on observe un **dégagement gazeux de dioxyde de carbone**. Ceci ne change pas la conclusion précédente, car si $[H_2CO_3]_f$ est plus faible que prévu, alors Q_f sera encore plus faible, donc nécessairement inférieur à $K^{o'}$ à la disparition du calcaire.

11) On constate que p_s est plus élevée, donc la solubilité du calcaire plus faible, lorsque la température augmente. On en déduit que K_S décroît quand la température augmente. On en déduit :

La réaction de dissolution du calcaire est exothermique.

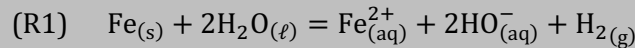
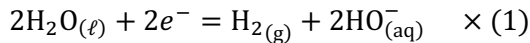
12) Une citerne d'eau potable conserve l'eau à température ambiante... alors qu'un chauffe-eau la conserve à température plus élevée, où la solubilité est plus faible. Le chauffe-eau s'entartre donc davantage.

II) Le problème de la corrosion

1) L'acier est un alliage de fer et de **carbone**. Le rayon d'un atome de carbone étant beaucoup plus petit que celui d'un atome de fer, il s'agit d'un

alliage d'insertion de carbone dans le fer.

2) Le fer est oxydé en ions Fe^{2+} par l'eau, qui est donc réduite en dihydrogène gazeux.



Pour déterminer la valeur de la constante d'équilibre d'une réaction d'oxydo-réduction, on imagine un système à l'équilibre contenant tous les constituants de l'équation et on écrit la loi de Nernst pour tous les couples présents. Concernant le couple $\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}/\text{H}_{2(\text{g})}$, le potentiel standard $E^\circ_3 = 0$ est celui associé à la demi-équation électronique : $2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2e^- = \text{H}_{2(\text{g})}$. On a donc :

$$E_{eq} = E^\circ_1 + \frac{e^\circ}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{c^\circ} = E^\circ_3 + \frac{e^\circ}{2} \log \left(\frac{[\text{H}^+]^2}{p_{\text{H}_2}} \cdot \frac{p^\circ}{(c^\circ)^2} \right)$$

$$E^\circ_3 - E^\circ_1 = \frac{e^\circ}{2} \log \left(\frac{[\text{Fe}^{2+}] p_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2} \cdot \frac{c^\circ}{p^\circ} \right)$$

Pour faire apparaître le quotient réactionnel à l'équilibre, égal la constante K° cherchée, il faut remplacer $[\text{H}^+]$ par $\frac{K_e}{[\text{HO}^-]} (c^\circ)^2$:

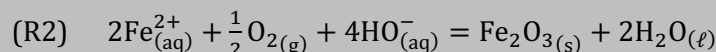
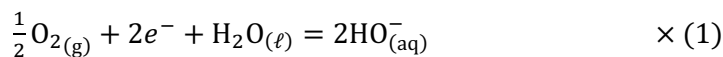
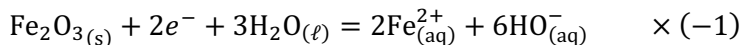
$$E^\circ_3 - E^\circ_1 = \frac{e^\circ}{2} \log \left(\frac{[\text{Fe}^{2+}] [\text{HO}^-]^2 p_{\text{H}_2}}{K_e^2} \cdot \frac{1}{p^\circ (c^\circ)^3} \right)$$

$$E^\circ_3 - E^\circ_1 = \frac{e^\circ}{2} \log \left(\frac{K^\circ}{K_e^2} \right)$$

Finalement :

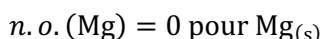
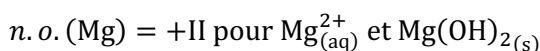
$$K^\circ = K_e^2 \cdot 10^{2 \frac{E^\circ_3 - E^\circ_1}{e^\circ}} = 4,6 \cdot 10^{-14}$$

3) Dans Fe_2O_3 , le fer est au nombre d'oxydation +III. On écrit donc la demi-équation électronique du couple $\text{Fe}_2\text{O}_3/\text{Fe}^{2+}$, puis celle du couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et on les combine...



Remarque : La constante d'équilibre de la réaction (R1) paraît très faible, mais cette réaction est déplacée vers la droite par la réaction (R2) qui est, elle, extrêmement favorable et consomme quasiment totalement les ions Fe^{2+} . La corrosion de la cuve est thermodynamiquement inéluctable.

4) On détermine les nombres d'oxydation des différentes espèces du magnésium :



Le domaine C est celui du nombre d'oxydation le plus bas, donc correspond à $\text{Mg}_{(\text{s})}$.

Les domaines A et B, séparées d'une frontière verticale, correspondent aux deux espèces de $n. o. = +II$. Comme $Mg(OH)_{2(s)}$ est **donneur de HO^-** dans le couple de précipitation $Mg(OH)_{2(s)}/Mg_{(aq)}^{2+}$, il existe dans la zone **la plus riche en particules HO^-** , c'est-à-dire aux pH les plus élevés.

Conclusion :

Domaine A : $Mg_{(aq)}^{2+}$
 Domaine B : $Mg(OH)_{2(s)}$
 Domaine C : $Mg_{(s)}$

5) La concentration de tracé est la concentration de magnésium dissous en absence des solides $Mg(OH)_{2(s)}$ et $Mg_{(s)}$. Autrement dit, dans tout le domaine A, on a : $[Mg^{2+}] = C_t = 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Pour trouver la valeur de K_s' de $Mg(OH)_{2(s)}$, on lit le **pH à la frontière A/B** ($pH_{fr} = 11,6$) et on exprime qu'à cette frontière, le précipité est présent, donc on peut appliquer la loi de Guldberg et Waage pour la réaction de dissolution $Mg(OH)_{2(s)} = Mg_{(aq)}^{2+} + 2HO_{(aq)}^-$, avec $[Mg^{2+}] = C_t$.

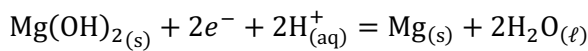
On obtient donc :

$$K_s' = \frac{C_t \cdot [HO^-]_{fr}^2}{(c^\circ)^3} = \frac{C_t \cdot K_e^2 \cdot c^\circ}{[H^+]_{fr}^2} = \frac{C_t \cdot K_e^2 \cdot 10^{+2pH_{fr}}}{c^\circ}$$

L'application numérique donne :

$$K_s' = 1,6 \cdot 10^{-11}$$

6) On écrit la demi-équation électronique du couple B/C, c'est-à-dire $Mg(OH)_{2(s)}/Mg_{(s)}$:



La frontière B/C est définie par l'existence des deux solides simultanément, donc par le fait que la loi de Nernst soit applicable. On trouve donc, en notant E°_{BC} le potentiel standard associé à cette demi-équation :

$$E_{frBC} = E^\circ_{BC} + \frac{e^\circ}{2} \log \left(\frac{[H^+]^2}{c^\circ} \right) = E^\circ_{BC} - e^\circ \cdot pH$$

La frontière BC a un coefficient directeur $-e^\circ = -0,06 \text{ V/unité de pH}$

7) Couple $H_2O_{(l)}/H_{2(g)}$: $2H_{(aq)}^+ + 2e^- = H_{2(g)}$

On applique la loi de Nernst :

$$E = E^\circ_3 + \frac{e^\circ}{2} \log \left(\frac{[H^+]^2}{p_{H_2}} \cdot \frac{p^\circ}{(c^\circ)^2} \right) = E^\circ_3 - e^\circ \cdot pH + \frac{e^\circ}{2} \log \left(\frac{p^\circ}{p_{H_2}} \right)$$

La frontière de stabilité de l'eau est caractérisée par le dégagement de bulles de $H_{2(g)}$ en son sein, à la pression $p_{H_2} = p^\circ = 1 \text{ bar}$. On trouve donc que l'eau est stable **au-dessus** de la frontière d'équation :

$$E_{fr3} = E^\circ_3 - e^\circ \cdot pH$$

avec $E^\circ_3 = 0$ (couple de référence des potentiels)
 et $e^\circ = 0,06 \text{ V}$

Couple $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$: $\frac{1}{2} O_{2(g)} + 2e^- + 2H_{(aq)}^+ = H_2O_{(l)}$

On applique la loi de Nernst :

$$E = E^\circ_4 + \frac{e^\circ}{2} \log \left(\frac{[H^+]^2 \cdot \sqrt{p_{O_2}}}{(c^\circ)^2 \cdot \sqrt{p^\circ}} \right) = E^\circ_4 - e^\circ \cdot pH + \frac{e^\circ}{2} \log \left(\sqrt{\frac{p_{O_2}}{p^\circ}} \right)$$

La frontière de stabilité de l'eau est caractérisée par le dégagement de bulles de $O_{2(g)}$ en son sein, à la pression $p_{O_2} = p^\circ = 1 \text{ bar}$. On trouve donc que l'eau est stable **au-dessous** de la frontière d'équation :

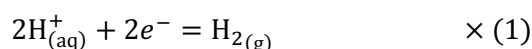
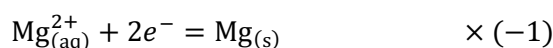
$$E_{fr4} = E^\circ_4 - e^\circ \cdot \text{pH}$$

avec $E^\circ_4 = 1,23 \text{ V}$
et $e^\circ = 0,06 \text{ V}$

8) Le domaine d'existence du magnésium (domaine C) est largement en-dessous de la frontière E_{fr3} quel que soit le pH. Cela implique que les domaines d'existence de l'eau et du magnésium sont disjoints :

Le magnésium est instable thermodynamiquement dans l'eau.

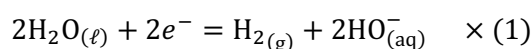
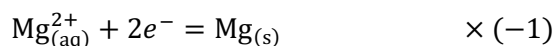
En milieu acide, l'espèce du magnésium stable dans l'eau est A, c'est-à-dire $Mg_{(aq)}^{2+}$:



Pour $\text{pH} < 7$, le magnésium est oxydé selon :
 $Mg_{(s)} + 2H_{(aq)}^+ = Mg_{(aq)}^{2+} + H_{2(g)}$

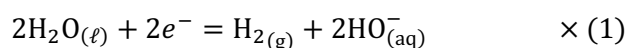
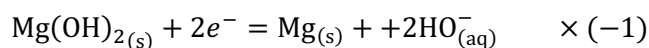
En milieu basique, l'espèce du magnésium stable dans l'eau est A, soit $Mg_{(aq)}^{2+}$, pour $11,6 < \text{pH}$ et B, soit $Mg(OH)_{2(s)}$, pour $\text{pH} > 11,6$.

Donc pour $11,6 < \text{pH}$:



Pour $7 < \text{pH} < 11,6$, le magnésium est oxydé selon :
 $Mg_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} = Mg_{(aq)}^{2+} + 2HO_{(aq)}^- + H_{2(g)}$

Pour $\text{pH} > 11,6$:



Pour $11,6 < \text{pH}$, le magnésium est oxydé selon :
 $Mg_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} = Mg(OH)_{2(s)} + H_{2(g)}$

9) Le diagramme potentiel-pH fournit des informations thermodynamiques. On prédit ainsi que les réactions précédentes sont nécessairement quantitatives, mais on n'a aucune information sur leur cinétique. Si les réactions ne sont pas observées, c'est car il existe un blocage cinétique :

Le magnésium est métastable dans l'eau.

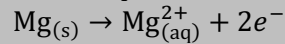
10) Par définition, une anode est une électrode à laquelle se déroule une **oxydation**.

11) D'après l'équation de la réaction, le magnésium $Mg_{(s)}$ est oxydé en $Mg_{(aq)}^{2+}$, par conséquent :

L'électrode de magnésium est l'anode.

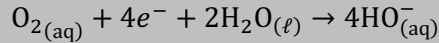
12) Comme on vient de le dire, le magnésium $Mg_{(s)}$ est oxydé en $Mg_{(aq)}^{2+}$, donc :

À l'anode, la demi-équation électronique est :



D'après l'équation de la réaction, on voit que l'oxydant est $\text{O}_{2(aq)}$. La demi-équation à la cathode est donc celle du couple $\text{O}_{2(aq)}/\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$ équilibrée avec $\text{HO}_{(aq)}^{-}$:

À la cathode (qui est la surface interne de la cuve en acier), la demi-équation électronique est :



En multipliant par 2 la demi-équation à l'anode et en ajoutant celle à la cathode, on retrouve bien l'équation de la réaction.

13) D'après les réponses aux questions précédentes, on a toutes les informations pour comprendre le fonctionnement de cette pile :

- 1 : $\text{O}_{2(aq)}$
- 2 : $\text{HO}_{(aq)}^{-}$
- 3 : cathode
- 4 : $\text{Mg}_{(aq)}^{2+}$
- 5 : anode
- 6 : sens des électrons
- 7 : sens du courant électrique

14) Dans la réaction de fonctionnement de cette pile, on voit que c'est le magnésium qui est oxydé et consommé progressivement. Le fer n'est pas attaqué. On peut donc dire que le magnésium se « sacrifie » pour protéger le fer de l'oxydation.

15) On voit que la réaction libère des ions HO^{-} : le milieu devient ainsi plus basique. Comme on l'a vu dans la partie I, cela favorise la formation de calcaire car celui-ci est moins soluble en milieu basique.

16) On détermine tout d'abord la quantité de matière de magnésium de l'électrode :

$$n_{\text{Mg}} = \frac{\rho(\text{Mg})V}{M(\text{Mg})}$$

D'après la demi-équation électronique à l'anode, chaque atome de magnésium oxydé entraîne le passage de 2 électrons. La charge totale qui circulera dans la cuve pour la consommation de cette quantité de magnésium sera donc :

$$q = 2 \times \frac{\rho(\text{Mg})V}{M(\text{Mg})} \times F$$

L'énoncé fournit la densité de courant et la surface de la cuve. L'intensité qui circule dans la cuve est donc $I = jS_c$. La durée pour que passe la charge précédente est donc :

$$t = \frac{q}{I} = \frac{2\rho(\text{Mg})VF}{M(\text{Mg})jS_c}$$

Application numérique : pour trouver un résultat en secondes, on utilise les unités de l'énoncé, à l'exception de V qu'on convertit en $V = 2,0 \cdot 10^2 \text{ cm}^3$, et de j qu'on convertit en $j = 50 \cdot 10^{-3} \text{ A}\cdot\text{m}^{-2}$. On trouve :

$$t = 18,4 \cdot 10^6 \text{ s}$$

La durée de vie de l'électrode sacrificielle est d'environ 213 jours.