

PHYSIQUE-CHIMIE. DEVOIR SURVEILLÉ 5 : Corrigé

Vendredi 19/12/2025. Durée : 2h

CONSIGNES

- ▷ **La calculatrice est autorisée.** Les autres outils électroniques (téléphone, tablette...) et documents papier sont strictement interdits. Un brouillon est autorisé.
- ▷ Utiliser uniquement un stylo noir ou bleu foncé non effaçable pour la rédaction de votre composition ; d'autres couleurs, excepté le vert, peuvent être utilisées, mais exclusivement pour les schémas et la mise en évidence des résultats.
- ▷ Ne pas utiliser de correcteur.
- ▷ Écrire le mot FIN à la fin de votre composition.
- ▷ Numéroter les pages de votre composition.

Ce problème consacré au dihydrogène est constitué de deux parties largement indépendantes.

Le dihydrogène est l'élément le plus abondant dans l'univers et ses ressources connues sont pratiquement illimitées. Sa production mondiale est de 30 millions de tonnes par an. Pour des raisons tant économiques qu'écologiques, l'heure de l'hydrogène en tant que vecteur d'énergie semble venue. La question de la sûreté est la clé de l'acceptation de l'hydrogène par les pouvoirs publics amenés à en réglementer l'utilisation, et par le grand public qui le rencontrera peut-être un jour dans le domaine de l'automobile ou de la téléphonie mobile.

Partie I - Production de dihydrogène

1. Production de dihydrogène par électrolyse de l'eau

Parmi les méthodes de production de dihydrogène, la plus évidente consiste à effectuer une simple électrolyse de l'eau, selon la réaction :



De l'énergie apportée sous forme électrique permet ainsi la dissociation de la molécule d'eau et la production de dihydrogène d'une grande pureté, compatible avec l'utilisation d'une pile à combustible.

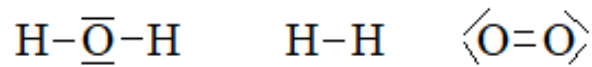
Q1. Préciser la nature (physique, chimique ou nucléaire) de la transformation modélisée par l'équation de réaction (1). Justifier votre réponse.

Les entités sont modifiées au cours de cette transformation, qui est donc de nature chimique.

Remarque : du fait des changements d'état, on peut considérer qu'elle est de nature physico-chimique, mais il s'agit d'une transformation chimique avant tout. C'est donc la réponse attendue.

Q2. Donner les schémas de Lewis de l'eau, du dihydrogène et du dioxygène.

Les schémas de Lewis sont :



Q3. Dresser le tableau d'avancement de la réaction (1), supposée totale. On y notera n_0 la quantité de matière initiale d'eau, exprimée en mole.

Equation de la réaction :		$\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$		
Etat	Avancement	Quantité de matière (mol)		
initial	0	n_0	0	0
intermédiaire	ξ	$n_0 - \xi$	ξ	$0,5 \xi$
final	ξ_f	$n_0 - \xi_f$	ξ_f	$0,5 \xi_f$

Q4. Déterminer le volume d'eau liquide V_{eau} nécessaire à la production d'une masse $m_{\text{H}_2} = 5,0 \text{ kg}$ de dihydrogène par électrolyse. Commenter.

On rappelle les masses molaires atomiques : $M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

D'une part, $n_0 = \frac{m_{\text{eau}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\rho_{\text{eau}} V_{\text{eau}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\rho_{\text{eau}} V_{\text{eau}}}{2M_{\text{H}} + M_{\text{O}}}$ par définition de la masse molaire et de la masse volumique.

D'autre part, le tableau d'avancement donne $n_0 = \xi_f = n_{\text{H}_2, f}$ sous l'hypothèse que la réaction est totale (ce qu'indique le symbole flèche dans l'équation de la réaction).

Or, $n_{\text{H}_2, f} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{m_{\text{H}_2}}{2M_{\text{H}}}.$

En combinant les équations, il vient :

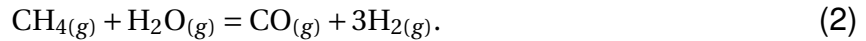
$V_{\text{eau}} = \frac{m_{\text{H}_2} (2M_{\text{H}} + M_{\text{O}})}{2M_{\text{H}} \rho_{\text{eau}}} = \frac{5 \times 10^3 \times 18}{2 \times 1} = 45000 \text{ L} = 45 \text{ m}^3.$ Ce volume est très grand ; étant donné qu'il faut rompre les liaisons des molécules d'eau pour produire du dihydrogène par électrolyse, cette transformation consomme beaucoup d'électricité et a un prix de revient potentiellement élevé.

2. Production de dihydrogène par reformage du méthane

On s'intéresse à présent à une autre méthode de production de dihydrogène : le reformage du méthane, qui concerne plus de 95% de la production mondiale.

Un mélange gazeux équimolaire en H_2O et CH_4 est porté à une température de 1223K sous une pression constante de 10 bar, en présence de catalyseurs au nickel.

L'équation bilan de la réaction de reformage du méthane s'écrit :



La constante thermodynamique d'équilibre vaut $K^\circ = 2,4 \times 10^2$ à la température de 1223K.

Q5. Rappeler la définition d'un catalyseur. Sur quelle grandeur thermodynamique un catalyseur a-t-il une influence ?

Un catalyseur est une espèce chimique qui accélère une transformation chimique. Elle n'apparaît pas dans l'équation bilan de la réaction car elle est consommée puis régénérée en même proportion au cours de la transformation. Un catalyseur modifie l'énergie molaire d'activation E_a , définie par la loi d'Arrhenius : $k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$.

Q6. Exprimer le quotient de réaction Q_r associé à la réaction (2) en fonction des activités des réactifs et des produits.

Le quotient de réaction s'écrit :

$$Q_r = \frac{a(\text{CO}_{(g)})a(\text{H}_{2(g)})^3}{a(\text{CH}_{4(g)})a(\text{H}_2\text{O}_{(g)})}.$$

Q7. En déduire l'expression du quotient de réaction en fonction des pressions partielles des gaz et de la pression standard P° , puis en fonction des fractions molaires, de la pression totale P et de la pression standard, et enfin, en fonction des quantités de matière des réactifs et des produits, de la quantité de matière totale n_{tot} , de la pression totale et de la pression standard.

On reprend l'expression du quotient de réaction obtenue à la question précédente. Comme toutes les espèces chimiques sont gazeuses, il vient, en fonction des pressions partielles des gaz :

$$Q_r = \frac{\frac{P_{\text{CO}}}{P^\circ} \left(\frac{P_{\text{H}_2}}{P^\circ} \right)^3}{\frac{P_{\text{CH}_4}}{P^\circ} \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P^\circ}} = \frac{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{CH}_4} P_{\text{H}_2\text{O}} (P^\circ)^2}.$$

La loi de Dalton permet alors d'exprimer les pressions partielles en fonction des fractions molaires et de la pression totale :

$$Q_r = \frac{x_{\text{CO}} x_{\text{H}_2}^3}{x_{\text{CH}_4} x_{\text{H}_2\text{O}}} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2.$$

Enfin, la définition de la fraction molaire donne :

$$\begin{aligned} Q_r &= \frac{\frac{n_{\text{CO}}}{n_{\text{tot}}} \left(\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{tot}}} \right)^3}{\frac{n_{\text{CH}_4}}{n_{\text{tot}}} \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{tot}}}} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2 \\ &= \frac{n_{\text{CO}} n_{\text{H}_2}^3}{n_{\text{CH}_4} n_{\text{H}_2\text{O}} n_{\text{tot}}^2} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2. \end{aligned}$$

Dans ce qui suit, on pourra au besoin admettre le résultat suivant :

$$Q_r = \frac{n_{\text{CO}}(n_{\text{H}_2})^3}{n_{\text{CH}_4} n_{\text{H}_2\text{O}} n_{\text{tot}}^2} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2.$$

Q8. Quelle est l'influence d'une augmentation de pression, à température constante, sur l'équilibre (2) ? Pour favoriser la production de dihydrogène, vaut-il mieux travailler à basse pression ou à haute pression ?

À l'équilibre, d'après la loi d'action des masses, $Q_{r,eq} = K^\circ$.

Le fait de travailler à température constante implique que la constante thermodynamique de réaction reste constante car elle ne dépend que de la température.

Une augmentation de pression conduit à une augmentation du quotient de réaction d'après le résultat obtenu à la question précédente (la pression se trouve au numérateur de la fraction). Ainsi, si la pression augmente, $Q_r > K^\circ$ et le système évolue dans le sens indirect : le dihydrogène formé est consommé pour redonner les réactifs.

En conclusion, pour favoriser la production de dihydrogène, autrement dit pour faire évoluer le système dans le sens direct, il faut travailler à basse pression.

D'après la relation de Van't Hoff, la constante thermodynamique d'équilibre vérifie

$$\frac{d \ln(K^\circ)}{dT} = \frac{2,5 \times 10^5}{T^2}.$$

Q9. Quelle est l'influence d'une élévation de température, à pression constante, sur le déplacement de l'équilibre (2) ? Pour favoriser la production de dihydrogène, vaut-il mieux travailler à basse température ou à haute température ?

D'après la loi d'action des masses, à l'équilibre, $Q_{r,eq} = K^\circ$.

Le fait de travailler à pression constante implique que le quotient de réaction n'est pas modifié.

Comme la dérivée par rapport à la température du logarithme de la constante thermodynamique d'équilibre est strictement positive d'après la loi de Van't Hoff, et que la fonction logarithme est strictement croissante sur son domaine de définition, une augmentation de température conduit à une augmentation de la constante thermodynamique d'équilibre, de sorte que $Q_r < K^\circ$. Le système évolue dans le sens direct, ce qui produit du dihydrogène.

Ainsi, pour favoriser la production de dihydrogène, il vaut mieux travailler à haute température.

Q10. Dresser le tableau d'avancement de la réaction (2), partant d'une mole de méthane et d'une mole d'eau. Vous ajouterez une colonne au tableau pour y faire figurer la quantité de matière totale.

Q11. Montrer que le quotient de réaction s'écrit en fonction de l'avancement ξ :

$$Q_r = \frac{\alpha \xi^4}{(1 - \xi^2)^2}$$

et identifier l'expression littérale de α .

Equation de la réaction :		$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2$				total
Etat	Avancement	Quantité de matière(mol)				
initial	0	1	1	0	0	2
intermédiaire	ξ	$1 - \xi$	$1 - \xi$	ξ	3ξ	$2+2\xi$
final	ξ_f	$1 - \xi_f$	$1 - \xi_f$	ξ_f	$3\xi_f$	$2+2\xi_f$

On repart de l'expression du quotient de réaction établie à la question 7 :

$$Q_r = \frac{n_{\text{CO}}(n_{\text{H}_2})^3}{n_{\text{CH}_4}n_{\text{H}_2\text{O}}n_{\text{tot}}^2} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2.$$

Par lecture du tableau d'avancement, il vient :

$$Q_r = \frac{\xi(3\xi)^3}{(1-\xi)(1-\xi)(2+2\xi)^2} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2 = \frac{3^3\xi^4}{2^2(1-\xi)^2(1+\xi)^2} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2 = \frac{27\xi^4}{4(1-\xi^2)^2} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2 = \frac{27}{4} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2 \frac{\xi^4}{(1-\xi^2)^2}.$$

Ainsi,

$$\alpha = \frac{27}{4} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^2 = \frac{27}{4} 10^2 = 675.$$

On prendra pour la suite $\alpha = 675$.

Q12. Calculer l'avancement à l'équilibre ξ_{eq} avec deux chiffres significatifs. En déduire les quantités de matière des réactifs et des produits lorsque l'équilibre est atteint.

À l'équilibre, d'après la loi d'action des masses, $K^\circ = Q_{r,eq}$, soit

$$240 = 675 \frac{\xi^4}{(1-\xi^2)^2}.$$

En prenant la racine carrée, il vient :

$$\sqrt{\frac{240}{675}} = \frac{\xi^2}{1-\xi^2}.$$

En isolant ξ^2 : $\sqrt{\frac{240}{675}}(1-\xi^2) = \xi^2$ et $\xi^2 = \frac{\sqrt{\frac{240}{675}}}{1+\sqrt{\frac{240}{675}}}$ et enfin, puisque $\xi > 0$:

$$\xi = \sqrt{\frac{\sqrt{\frac{240}{675}}}{1+\sqrt{\frac{240}{675}}}} = 0,611.$$

Afin de vérifier le résultat de la question **Q12.**, on écrit le code Python ci-dessous : Une fois exécuté, il renvoie le graphique donné en annexe.

Q13. Faire la construction graphique permettant de trouver l'avancement à l'équilibre ξ_{eq} sur l'annexe à rendre avec la copie. Vous expliquerez soigneusement votre

```

1 import matplotlib.pyplot as plt
2 import numpy as np
3
4 def Qr(x):
5     return(675*x**4/(1-x**2)**2)
6
7 xi=np.linspace(0,1,1000)
8 quotient=[Qr(x) for x in xi]
9 plt.plot(xi,quotient,'k-')
10 plt.xlabel('xi')
11 plt.ylabel('Qr')
12 plt.grid()
13 plt.xlim(0,0.8)
14 plt.ylim(0,400)
15 plt.show()

```

démarche.

D'après la loi d'action des masses, à l'équilibre $Q_{r,eq} = K^\circ = 240$. Une lecture d'antécédant sur la figure en annexe permet de remonter à la valeur de l'avancement à l'équilibre : $\xi_{eq} = 0,61$ mol.

On complète le code Python avec les lignes ci-dessous :

```

17 def f(x):
18     return 240-Qr(x)
19
20 def dichotomie(f,a,b,epsilon):
21     while (b-a)/2>epsilon:
22         c=(a+b)/2
23         if f(a)*f(c)>0:
24             a=c
25         else:
26             b=c
27     return (a+b)/2
28
29 print(dichotomie(f,0,1,1e-3))

```

Lorsqu'on l'exécute, le nombre 0.6103515625 s'affiche dans la console.

Q14. Expliquer en quelques lignes le principe et la finalité des lignes de code ajoutées. En déduire la valeur de l'avancement à l'équilibre. Commenter.

On cherche la valeur de l'avancement ξ pour laquelle $Q_r(\xi) = K^\circ$, autrement dit telle que $K^\circ - Q_r(\xi) = 0$. Avec $K^\circ = 240$, cela revient à trouver une racine de la fonction $f(\xi) = 240 - Q_r(\xi)$, qui est la fonction définie dans le code. Pour trouver cette racine, on procède par dichotomie. On se place sur l'intervalle $[0;1]$ car ξ appartient à cet intervalle au vu de la quantité de matière initiale des réactifs.

Comme le quotient de réaction est une fonction strictement croissante de la variable avancement d'après le graphe en annexe, la fonction f s'annule une seule fois sur

l'intervalle $[0; 1]$ et la méthode de dichotomie est adaptée à la recherche d'une racine.

On sépare l'intervalle en deux parties égales, et on cherche dans quelle partie se situe la racine. À chaque étape de la boucle while, on modifie la borne inférieure ou supérieure de façon à se ramener au demi-intervalle où se situe la racine. La procédure s'arrête lorsque l'intervalle devient suffisamment court, ce qui correspond à une précision donnée pour ξ_{eq} , fixée ici à 0,001.

Le programme renvoie la valeur du quotient de réaction à l'équilibre dans la console, mais au vu de la précision requise il ne faut conserver que deux chiffres significatifs, ce qui donne $\xi_{eq} = 0,61 \text{ mol}$, en accord avec le calcul et la résolution graphique.

La fonction fsolve du module scipy.optimize permet la résolution d'une équation de la forme $f(x) = 0$. Elle nécessite l'importation du module correspondant. La fonction f doit être définie au préalable et une valeur initiale x_0 de l'algorithme doit être précisée. Cette dernière doit se situer dans l'intervalle de définition de la fonction f et être, dans l'idéal, proche de la valeur attendue.

La syntaxe est de la forme :

```
import scipy.optimize as resol
resol.fsolve(f,x0)
```

Q15. Proposer un script Python de quelques lignes utilisant la fonction fsolve du module scipy.optimize, à ajouter au code fourni au-dessus de la question **Q13.** (lignes 1 à 15), pour afficher dans la console la valeur de l'avancement à l'équilibre.

On ajoute les lignes de code :

```
import scipy.optimize as resol
def f(x) :

    return 240-Qr(x)
xeq=resol.fsolve(f,0.5)
print(xeq)
```

Partie II - Stockage du dihydrogène

Le dihydrogène produit doit pouvoir être stocké afin d'être utilisé ultérieurement comme vecteur d'énergie. Dans cette partie, nous nous intéressons à la problématique du stockage et des contraintes auxquelles elle est soumise.

1. Méthodes classiques de stockage du dihydrogène

On donne ci-dessous le diagramme pression-température (P,T) du dihydrogène.

Q16. Identifier l'état physique sous lequel se trouve le dihydrogène dans les domaines numérotés respectivement 1, 2 et 3 du diagramme (P,T). Nommer les points notés T et C sur le diagramme.

On a la correspondance suivante :

- 1 : état solide
- 2 : état liquide
- 3 : état vapeur

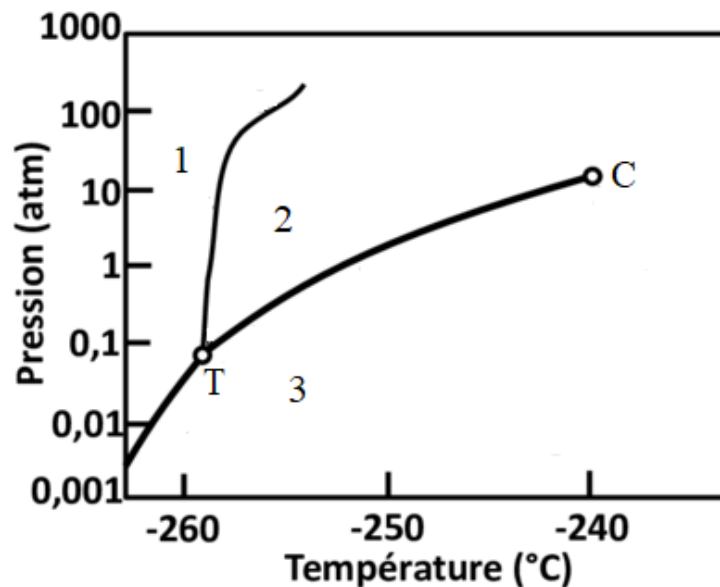


FIGURE 1 – Diagramme pression-température (P,T) du dihydrogène

T correspond au point triple.
C correspond au point critique.

Q17. Rappeler le nom de la transformation physique qui consiste à faire passer un corps pur à l'état liquide à partir de l'état gazeux. Expliquer en quoi le stockage du dihydrogène sous forme liquide est contraignant.

Quand un corps pur passe de l'état gazeux à l'état liquide, il subit une liquéfaction. Au vu du diagramme (P,T), le dihydrogène est liquide typiquement à des températures proches de -250°C , qu'il est extrêmement difficile d'atteindre et de maintenir, ce qui contraint fortement le stockage du dihydrogène.

On envisage à présent la possibilité de stocker le dihydrogène sous forme gazeuse à haute pression dans un réservoir en composite. Le dihydrogène sera assimilé à un gaz parfait. On donne $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ la constante des gaz parfaits.

Q18. Rappeler les hypothèses du modèle du gaz parfait.

Dans le cadre du modèle du gaz parfait, les entités qui constituent le gaz sont considérées comme ponctuelles (elles n'ont pas de volume propre) et n'interagissent pas du tout entre elles.

Q19. Rappeler l'équation d'état des gaz parfaits, en indiquant la signification de chaque symbole et les unités des grandeurs physiques qui y figurent.

L'équation d'état des gaz parfaits s'écrit :

$$PV = nRT$$

où P est la pression en pascal (Pa), V le volume en mètre cube (m^3), n la quantité de matière en mole (mol), R la constante des gaz parfaits en $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ et T la tempéra-

ture absolue en kelvin (K).

Q20. On souhaite stocker une masse $m = 5,0$ kg de dihydrogène gazeux. Quel serait le volume V_0 du réservoir si le gaz était stocké sous la pression atmosphérique $P_0 = 1,0 \cdot 10^5$ Pa à la température ambiante $T_0 = 293$ K ? Que pensez-vous de ce volume ?

Donnée : masse molaire atomique de l'hydrogène : $M_H = 1,0$ g·mol⁻¹.

On modélise le dihydrogène gazeux par un gaz parfait. Son équation d'état s'écrit :

$$PV = nRT = \frac{mRT}{M_{H_2}} = \frac{mRT}{2M_H}$$

soit

$$V = \frac{mRT}{2PM_H} = \frac{5,0 \times 10^3 \times 8,314 \times 293}{2 \times 1,0 \times 10^5 \times 1,0} = 61 \text{ m}^3$$

en donnant le résultat avec deux chiffres significatifs. Ce volume, élevé, est rédhibitoire dans un véhicule fonctionnant à l'hydrogène, par exemple.

Q21. Le dihydrogène gazeux est en fait placé dans un réservoir de volume $V = 150$ L à température ambiante. Calculer la pression P qui règne alors dans l'enceinte. Comparer cette pression à la pression atmosphérique. Commenter.

On utilise à nouveau l'équation d'état du gaz parfait, mais en isolant la pression P :

$$P = \frac{mRT}{2M_H V} = \frac{5,0 \times 10^3 \times 8,314 \times 293}{2 \times 1,0 \times 0,150} = 4,1 \times 10^7 \text{ Pa} = 410 P_{atm}$$

car la pression atmosphérique vaut approximativement $P_{atm} = 1,0 \text{ bar} = 10^5$ Pa.

C'est une très forte pression, à laquelle le réservoir doit pouvoir résister, ce qui impose des contraintes techniques.

Malgré toutes les précautions sur la structure du réservoir, les fuites restent inévitables, la molécule H_2 étant la plus petite qui existe ! Dans leur cahier des charges, les constructeurs imposent un taux de fuite de dihydrogène maximal de 1,0 g de H_2 par kg de H_2 stocké et par heure.

Q22. Exprimer le taux de fuite maximal β en s^{-1} .

Le taux de fuite maximal vaut $\beta = \frac{m_{fuite}}{m_{totale} \Delta t} = \frac{1,0 \text{ g}}{1,0 \text{ kg} \times 1 \text{ h}} = \frac{1}{1000 \times 3600 \text{ s}} = \frac{1}{3,6 \times 10^6} = 2,8 \times 10^{-7} \text{ s}^{-1}$.

Q23. Justifier que la masse m de dihydrogène dans le réservoir vérifie l'équation différentielle

$$\frac{dm}{dt} + \frac{m}{\tau} = 0, \quad (3)$$

où vous exprimerez τ en fonction de β dans le cas d'un taux de fuite maximal.

La variation de masse entre les instants t et $t + \Delta t$ est négative car il y a des fuites, de sorte que le taux de fuite vaut $\beta = \frac{-(m(t+\Delta t) - m(t))}{m(t)\Delta t} \rightarrow_{\Delta t \rightarrow 0} -\frac{dm}{dt} \frac{1}{m}$ en raisonnant sur un

temps infinitésimal, par définition de la dérivée, et en supposant que le taux de fuite est maximal.

On réordonne :

$\frac{dm}{dt} + \beta m = 0$, et par unicité des coefficients d'une équation différentielle, $\tau = \frac{1}{\beta}$ par identification à la forme canonique.

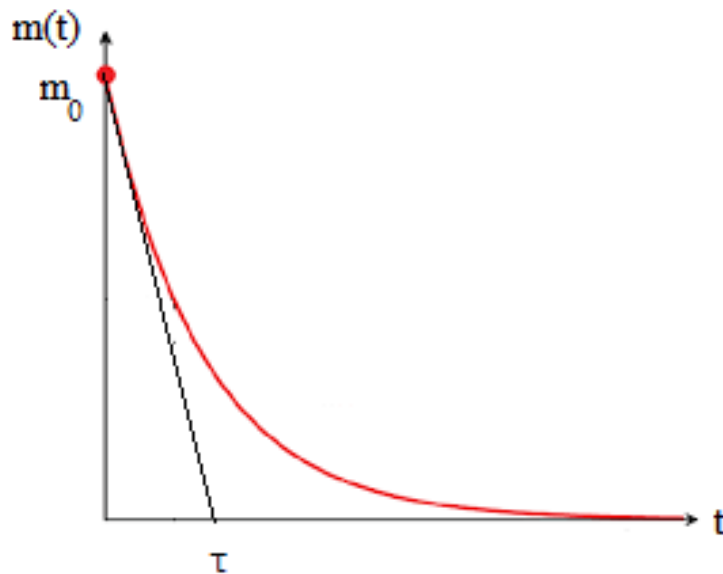
Q24. Indiquer l'ordre de l'équation différentielle (3).

L'équation différentielle (3) est d'ordre 1 (la dérivée d'ordre maximal est d'ordre 1).

Q25. Résoudre l'équation différentielle (3).

La solution de l'équation différentielle (3) est de la forme $m(t) = Ae^{-\frac{t}{\tau}}$, où A est une constante d'intégration. On note m_0 la masse de dihydrogène à l'instant initial. Il vient : $m(t=0) = A = m_0$, soit finalement : $m(t) = m_0 e^{-t/\tau}$.

Q26. Tracer l'allure de la courbe $m(t)$. Quelle est la signification physique de τ ? Proposer une valeur numérique, que vous exprimerez en jours. Conclure quant à la possibilité d'utiliser un tel réservoir.



La constante de temps τ est un temps caractéristique d'évolution du système. C'est la durée au bout de laquelle m vaut 37% de sa valeur initiale. On trouve $\tau = \frac{1}{\beta} = 3,6 \times 10^6 \text{ s} = 3,6 \times 10^6 / (24 \times 60 \times 60) = 42 \text{ j}$. Le réservoir se vide par fuites sur un temps long par rapport à la durée d'utilisation d'une recharge, a priori.

2. Une méthode alternative pour stocker le dihydrogène

Une alternative consiste à « stocker » le dihydrogène en le faisant réagir avec du dioxyde de carbone pour former de l'acide méthanoïque, lequel est liquide et peu inflammable aux températures et pressions ambiantes. Pour récupérer le dihydrogène en vue de son utilisation, la transformation inverse est réalisée.

Dans cette perspective, des chercheurs de l'université de Rice (Etats-Unis) ont récemment trouvé un procédé permettant de produire de l'acide formique à bas coût.

Voici deux extraits parus dans des articles de vulgarisation scientifique :

« Un litre d'acide méthanoïque contient plus de 53 grammes d'hydrogène, contre à peine 28 grammes pour un même volume d'hydrogène pur, pressurisé à 350 bar. »

D'après : www.enerzine.com

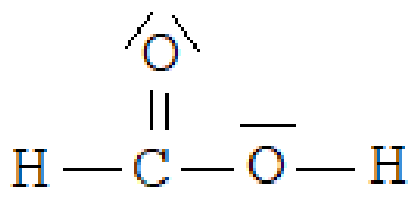
« Avec leur réacteur actuel, les ingénieurs de l'université de Rice ont généré de l'acide méthanoïque en solution aqueuse contenant à peu près 30% en masse d'acide formique, soit environ $7,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. »

D'après : www.futura-science.fr

L'objectif de cette sous-partie est d'étudier l'intérêt de l'acide méthanoïque HCOOH pour le stockage du dihydrogène par rapport au stockage du gaz sous pression.

Q27. Proposer un schéma de Lewis pour l'acide méthanoïque.

On propose un schéma de Lewis qui correspond à la formule brute et contient la fonction carboxyle caractéristique des acides carboxyliques.



Q28. Vérifier qu'un litre de dihydrogène à la pression $P = 350 \text{ bar}$ et à la température $\theta = 25^\circ\text{C}$ contient une masse $m = 28 \text{ g}$ de dihydrogène. On supposera que ce gaz obéit à l'équation des gaz parfaits dans ces conditions de température et de pression.

On rappelle la constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$, ainsi que la masse molaire atomique du dihydrogène : $M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

On s'appuie sur l'équation d'état des gaz parfaits et la définition de la masse molaire, qu'on réorganise : $m_{\text{H}_2} = \frac{PVM_{\text{H}_2}}{RT} = \frac{350 \times 10^5 \times 10^{-3} \times 2}{8,314 \times (25 + 273)} = 28 \text{ g}$.

Pour récupérer le dihydrogène à partir de l'acide méthanoïque, on réalise une transformation dont l'équation de réaction est :



Cette transformation est supposée totale.

Q29. Vérifier qu'un litre d'acide méthanoïque permet de produire 53 g de dihydrogène.

Données :

▷ masse molaire moléculaire de l'acide méthanoïque : $M_1 = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;

▷ masse volumique de l'acide méthanoïque pur à 25°C : $\rho_1 = 1,22 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Chaque mole d'acide méthanoïque consommée produit une mole de dihydrogène d'après l'équation de la réaction.

Ainsi, $\frac{\rho_1 V_1}{M_1} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}}$ et la masse de dihydrogène produite vaut $m_{\text{H}_2} = \frac{\rho_1 V_1 M_{\text{H}_2}}{M_1} = \frac{1,22 \times 10^3 \times 2,0}{46,0} = 53 \text{ g}$.

Q30. Citer deux avantages de l'acide méthanoïque pour le stockage du dihydrogène par rapport au stockage du gaz sous pression.

L'acide méthanoïque, sous forme liquide, ne pose ni problème de pression, ni de température, lors de son stockage. On règle aussi ainsi le problème des fuites de gaz.

FIN

Annexe à rendre avec la copie

Graphique pour la question **Q13** :

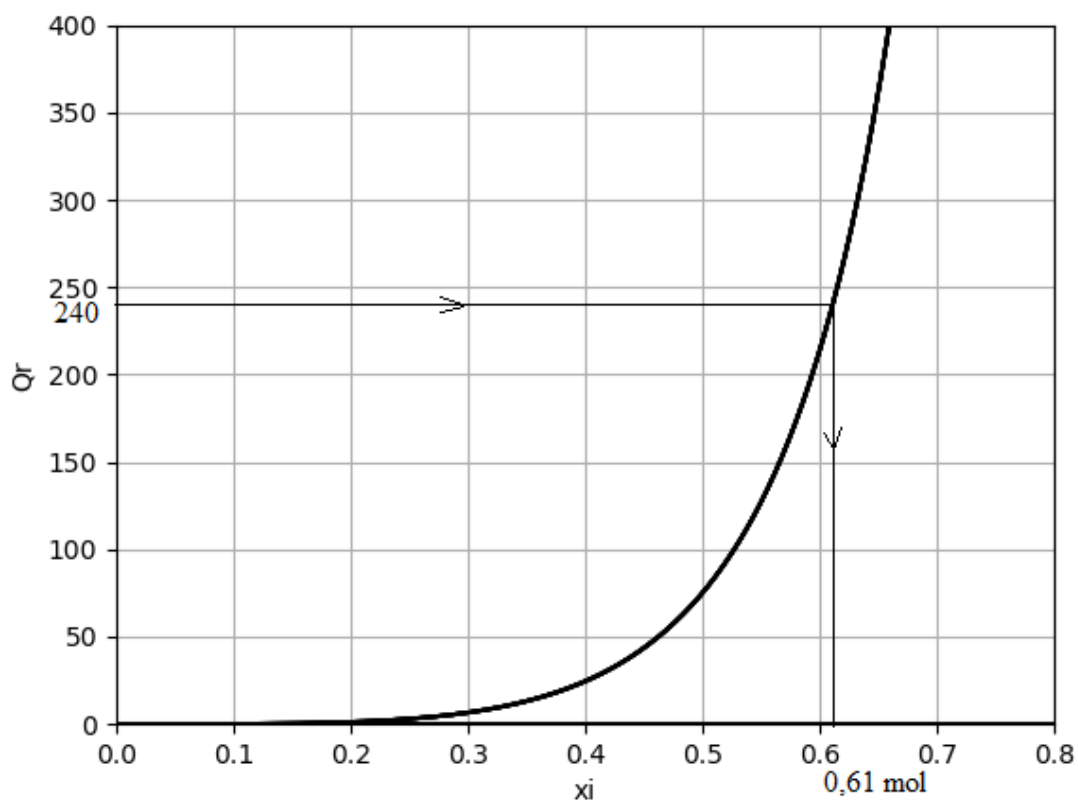


FIGURE 2 – Graphique qui s'affiche dans la console après exécution du code Python de la question **Q13**.

