Stockage dangereux du peroxyde d'hydrogène

Bac 2023 Centres étrangers 2 Jour 1 · Exercice 3 **4 points** **Durée conseillée 42 min**

Q.1 Justifier qu'il est impératif que les conteneurs soient opaques à la lumière et entreposés dans des endroits réfrigérés.

D'après l'énoncé, les rayons UV activent la décomposition du peroxyde d'hydrogène : une paroi opaque empêche ces radiations d'atteindre la solution.

La température est un facteur cinétique : plus elle est élevée, plus la décomposition est rapide. Au froid, la transformation est ralentie.

Conteneur opaque (pas d'UV) et réfrigéré (température basse) : la décomposition reste très lente et il se forme très peu de O_2 gazeux, donc pas de surpression.

MÉTHODE
« Justifier » à partir d'un texte : citer l'information du sujet (UV, température), puis la relier à la question posée (opaque, réfrigéré). Une phrase par facteur.

Q.2 Une solution dont la concentration en ions oxonium vaut $5{,}0 \times 10^{-5}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ se situe-t-elle dans le domaine de stabilité maximale ? Justifier par un calcul.

Données utiles $[H_3O^+] = 5{,}0 \times 10^{-5}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; stabilité maximale pour un pH compris entre 3,5 et 4,5 ; $c^\circ = 1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

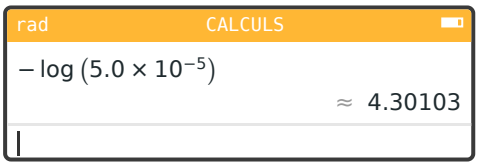
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right) = -\log\left(5{,}0 \times 10^{-5}\right) = 4{,}3$$

Or $3{,}5 < 4{,}3 < 4{,}5$.

$\text{pH} = 4{,}3$: la solution se situe dans le domaine de stabilité maximale.

PIÈGE
Utiliser la touche « ln » au lieu de « log », ou oublier le signe moins : on trouverait un pH négatif ou proche de 10, sans rapport avec une solution acide.

À LA CALCULATRICE



Q.3 Expliquer l'intérêt de l'ajout d'acide sulfurique à la solution S.

Dans l'équation 2, les ions H^+ figurent parmi les réactifs : la réaction de titrage en consomme.

L'acide sulfurique apporte les ions H^+ nécessaires à la réaction de titrage, en large excès, pour que seul H_2O_2 limite la transformation avant l'équivalence.

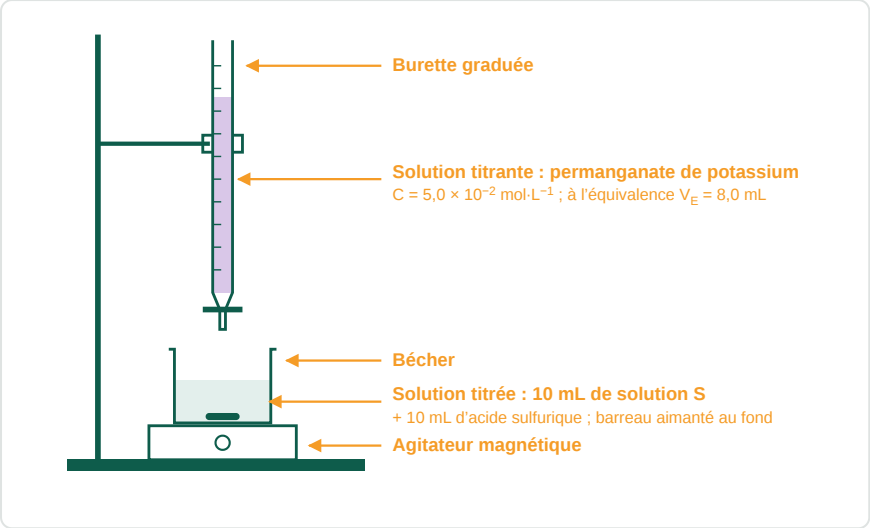
COMPRENDRE
Le volume d'acide n'a pas à être précis : H^+ est en excès et n'intervient pas dans le calcul de C_S. Seuls les 10 mL de solution S doivent être prélevés avec soin.

Q.4 Légender le schéma du montage de titrage donné sur la figure 1 en annexe.

De haut en bas : burette graduée ; solution titrante de permanganate de potassium ($C = 5{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) ; bécher ; solution titrée (10 mL de solution S et 10 mL d'acide sulfurique) ; agitateur magnétique.

Solution titrante (MnO_4^-) dans la burette, solution titrée (H_2O_2 acidifié) dans le bécher.

PIÈGE
Inverser les deux solutions. La solution titrante, de concentration connue, est dans la burette ; l'espèce à doser est dans le bécher.



Q.4 · Figure 1 de l'annexe, légendée

Q.5 En exploitant l'équation 2, déterminer la concentration C_S de la solution S.

Données utiles $C = 5{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_E = 8{,}0$ mL ; $V_S = 10$ mL

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation 2 :

$$\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)_{\text{initial}}}{5} = \frac{n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé}}}{2} \quad \text{soit} \quad \frac{C_S\,V_S}{5} = \frac{C\,V_E}{2}$$

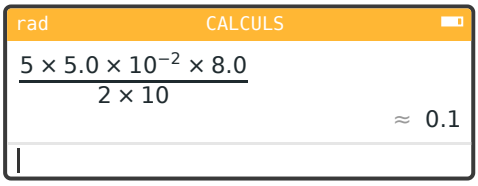
$$C_S = \frac{5\,C\,V_E}{2\,V_S} = \frac{5 \times 5{,}0 \times 10^{-2} \times 8{,}0}{2 \times 10} = 0{,}10\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C_S = 0{,}10\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

PIÈGE
Écrire $C_S V_S = C V_E$, ou inverser les nombres 5 et 2. Chaque quantité de matière se divise par son propre nombre stœchiométrique.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme C et V_E. Les volumes restent en mL car leur rapport est sans unité. Vérification : la figure 2 donne bien $0{,}10\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à $t = 0$.

À LA CALCULATRICE



Q.6 Indiquer le rôle des ions Fe^{3+} dans la décomposition du peroxyde d'hydrogène.

Les ions Fe^{3+} accélèrent la décomposition de H_2O_2 et ne figurent pas dans l'équation 1 : ils ne sont pas consommés.

Les ions Fe^{3+} sont un catalyseur de la réaction de décomposition.

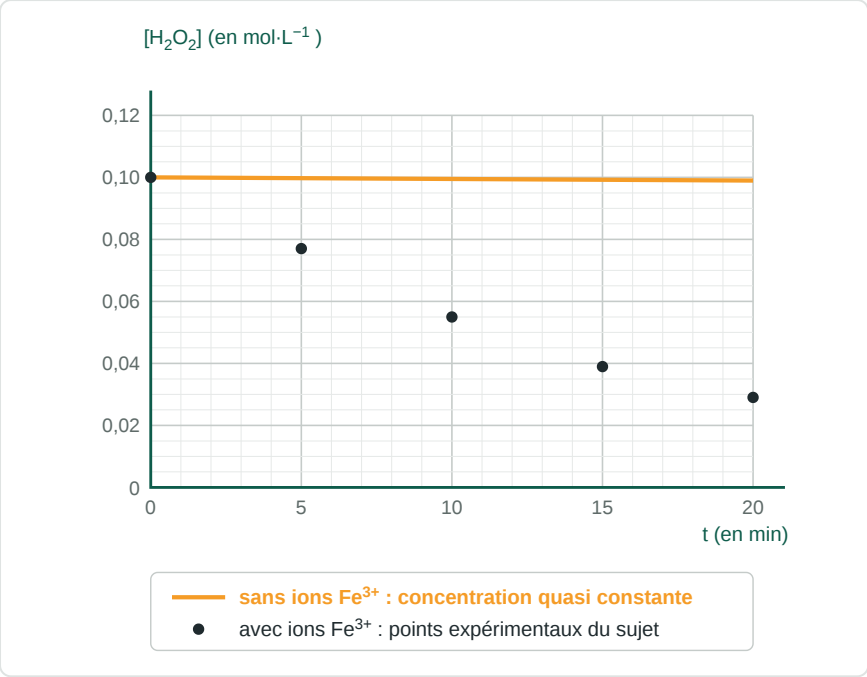
COMPRENDRE
Un catalyseur diminue la durée de la transformation sans modifier l'état final. Ici le catalyseur et le réactif sont dans la même phase aqueuse : la catalyse est homogène.

Q.7 Compléter la figure 2 en annexe en traçant ce que serait l'évolution temporelle de la concentration en H_2O_2 en absence d'ions Fe^{3+}.

Sans catalyseur, la décomposition est très lente : en 20 min, la concentration ne diminue presque pas.

Tracé partant du même point $(0\ ;\ 0{,}10\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$, quasi horizontal, situé au-dessus de tous les points expérimentaux.

PIÈGE
Faire partir la courbe d'une autre valeur que $0{,}10\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$: la solution S est la même, seule la vitesse change. La courbe ne doit jamais remonter.



Q.7 · Figure 2 de l'annexe, complétée : tracé demandé en orange

Q.8 Déterminer la quantité de matière d'air n_{air} qui occupe la partie supérieure du réservoir.

Données utiles $P = 1{,}0 \times 10^5$ Pa ; $V_{\text{gaz}} = 150$ L $= 0{,}150$ m^3 ; $T = 293$ K ; $R = 8{,}314$ Pa · m^3 · mol^{-1} · K^{-1}

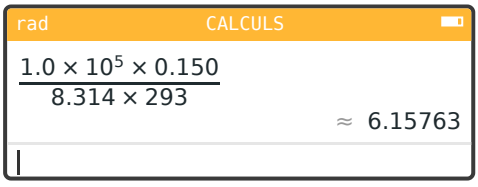
L'air est assimilé à un gaz parfait : $P\,V_{\text{gaz}} = n_{\text{air}}\,R\,T$.

$$n_{\text{air}} = \frac{P\,V_{\text{gaz}}}{R\,T} = \frac{1{,}0 \times 10^5 \times 0{,}150}{8{,}314 \times 293} = 6{,}2 \text{ mol}$$

$\boxed{n_{\text{air}} = 6{,}2 \text{ mol}}$

PIÈGE
Laisser le volume en litres : avec R en Pa · m^3 · mol^{-1} · K^{-1}, il faut des mètres cubes. On trouverait sinon 6 200 mol.

À LA CALCULATRICE



Q.9 Calculer la pression finale P_{tot} atteinte dans le réservoir si le peroxyde d'hydrogène se décompose totalement, à température constante. Commenter.

Données utiles $[H_2O_2]_{\text{réservoir}} = 1{,}2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V = 1{,}0 \text{ m}^3 = 1{,}0 \times 10^3$ L ; $n_{\text{air}} = 6{,}2$ mol (Q.8) ; $V_{\text{gaz}} = 0{,}150 \text{ m}^3$; $T = 293$ K

Quantité de peroxyde d'hydrogène dans le réservoir :

$$n(H_2O_2) = [H_2O_2]_{\text{réservoir}} \times V = 1{,}2 \times 1{,}0 \times 10^3 = 1{,}2 \times 10^3 \text{ mol}$$

D'après l'équation 1, la décomposition totale forme : $n(O_2) = \dfrac{n(H_2O_2)}{2} = 6{,}0 \times 10^2$ mol.

Le dioxygène ne se dissout pas : il rejoint l'air dans le volume V_{gaz}, supposé inchangé. Pour ce mélange de gaz parfaits :

$$P_{\text{tot}} = \frac{(n_{\text{air}} + n(O_2))\,RT}{V_{\text{gaz}}}$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{(6{,}2 + 6{,}0 \times 10^2) \times 8{,}314 \times 293}{0{,}150} = 9{,}8 \times 10^6 \text{ Pa}$$

La pression serait environ 98 fois plus grande que la pression initiale : aucun réservoir de stockage ordinaire n'y résiste. Une impureté jouant le rôle de catalyseur a pu provoquer cette décomposition rapide, donc l'explosion.

$P_{\text{tot}} = 9{,}8 \times 10^6$ Pa, soit près de 100 fois la pression initiale : l'explosion par surpression est expliquée.

PIÈGE

Oublier le nombre stœchiométrique 2 de l'équation 1, ou prendre pour volume du gaz $1{,}0 \text{ m}^3$: le dioxygène n'occupe que les 150 L situés au-dessus de la solution.

MÉTHODE

Question ouverte : annoncer le plan (quantité de réactif, quantité de gaz formé, loi du gaz parfait), puis commenter en comparant à la pression initiale. La démarche rapporte des points même inachevée.

À LA CALCULATRICE

