

BACCALAURÉAT GÉNÉRAL

Épreuve pratique de l'enseignement de spécialité physique-chimie
Évaluation des Compétences Expérimentales

Cette situation d'évaluation fait partie de la banque nationale.

ÉNONCÉ DESTINÉ AU CANDIDAT

NOM :	Prénom :
Centre d'examen :	n° d'inscription :

Cette situation d'évaluation comporte **cinq** pages sur lesquelles le candidat doit consigner ses réponses. Le candidat doit restituer ce document avant de sortir de la salle d'examen.

Le candidat doit agir en autonomie et faire preuve d'initiative tout au long de l'épreuve.

En cas de difficulté, le candidat peut solliciter l'examineur afin de lui permettre de continuer la tâche.

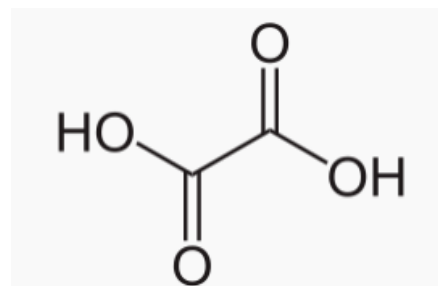
L'examineur peut intervenir à tout moment, s'il le juge utile.

L'usage de calculatrice avec mode examen actif est autorisé. L'usage de calculatrice sans mémoire « type collègue » est autorisé.

CONTEXTE DE LA SITUATION D'ÉVALUATION

L'acide oxalique, ou acide éthanedioïque, est utilisé dans de nombreux domaines. Il permet, entre autres, de nettoyer le bois et d'éliminer la rouille sur les métaux.



Il est également utilisé dans certaines synthèses chimiques où la présence d'eau doit être proscrite, il est alors nécessaire d'utiliser de l'acide oxalique anhydre. Mais celui-ci est difficile à stocker et a tendance à s'hydrater, c'est-à-dire à absorber de l'eau, au cours du temps.



Formule topologique de l'acide oxalique

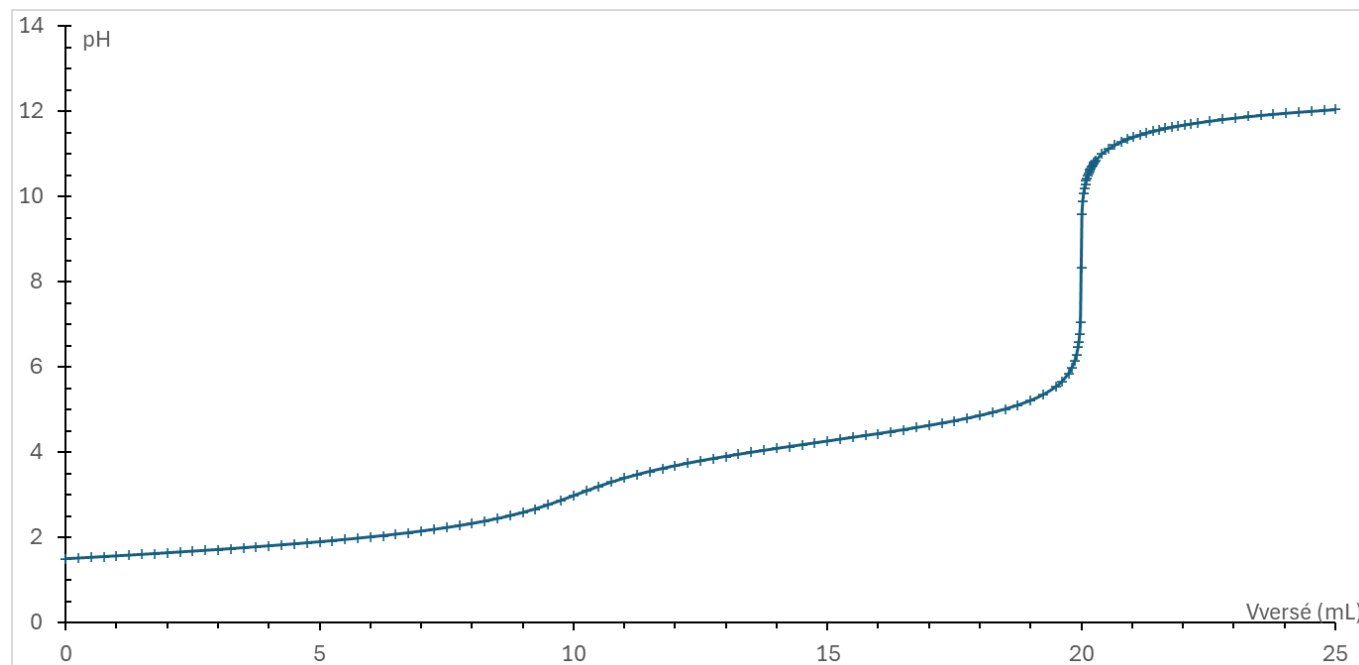
Le but de cette épreuve est de déterminer le degré d'hydratation de l'acide oxalique présent dans l'échantillon mis à votre disposition.

INFORMATIONS MISES À DISPOSITION DU CANDIDAT**À propos de l'acide oxalique**

	Acide oxalique pur (non hydraté)	Acide oxalique hydraté
Formule	$C_2H_2O_4$	$C_2H_2O_4, p H_2O$ Avec p le degré d'hydratation compris entre 0 et 2
État physique à pression atmosphérique et température ambiante	Solide	Solide
Masse molaire	$90,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$90,0 + p \times 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Pictogramme de sécurité		

Courbe de simulation du titrage d'une solution aqueuse d'acide oxalique

Le titrage avec suivi pH-métrique d'un volume $V_s = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'acide oxalique pur, de concentration $C_0 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a été simulé à l'aide d'une application dédiée. Les résultats de la simulation permettant d'obtenir la courbe ci-dessous sont disponibles dans le tableur-grapheur ouvert sur l'ordinateur. L'équivalence du titrage est obtenue lors du saut de pH le plus important.

**Informations pour le titrage de l'acide oxalique par les ions hydroxyde**

- Équation de la réaction support du titrage :

$$C_2H_2O_4(aq) + 2 HO^-(aq) \rightarrow C_2O_4^{2-}(aq) + 2 H_2O(\ell)$$
- À l'équivalence, la relation entre la quantité de matière n_A d'acide oxalique titré et la quantité de matière $n_{B,eq}$ d'ions hydroxyde versés est :

$$n_A = \frac{n_{B,eq}}{2}$$

Quelques indicateurs colorés et leurs zones de virage

Indicateur coloré	Couleur acide	Couleur basique	pH de la zone de virage
Bleu de bromothymol	jaune	bleu	6,0 – 7,6
Bleu de thymol	jaune	bleu	8,0 – 9,6
Rouge de crésol	jaune	violet	7,2 – 8,8
Hélianthine	rouge	jaune	3,1 – 4,4

Calcul du degré d'hydratation p de l'acide oxalique

L'acide oxalique a tendance à s'hydrater, c'est-à-dire à absorber de l'eau, au cours du temps.

Le degré d'hydratation de l'acide oxalique, noté p , correspond au nombre de molécules d'eau par molécule d'acide oxalique lorsqu'il est hydraté.

Pour déterminer son degré d'hydratation, un échantillon de masse $m_{\text{pesée}}$ d'acide oxalique hydraté est dissous pour préparer une solution aqueuse de volume V_S . La solution S obtenue est ensuite dosée par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium afin de déterminer sa concentration $C_{S, \text{réelle}}$.

Dans le cadre de cette épreuve, le degré d'hydratation p peut être déterminé à l'aide de la relation suivante :

$$p = \frac{1}{M(\text{H}_2\text{O})} \cdot \left(\frac{m_{\text{pesée}}}{C_{S, \text{réelle}} \cdot V_S} - M(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) \right)$$

Avec :

- $m_{\text{pesée}}$ la masse d'acide oxalique pesée pour préparer la solution S, en g ;
- $C_{S, \text{réelle}}$ la concentration réelle en acide oxalique de la solution S déterminée grâce au titrage, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- V_S le volume de la solution S, en L ;
- $M(\text{H}_2\text{O})$ et $M(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4)$ les masses molaires respectives de l'eau et de l'acide oxalique, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- p le degré d'hydratation de l'acide oxalique, sans dimension.

TRAVAIL À EFFECTUER

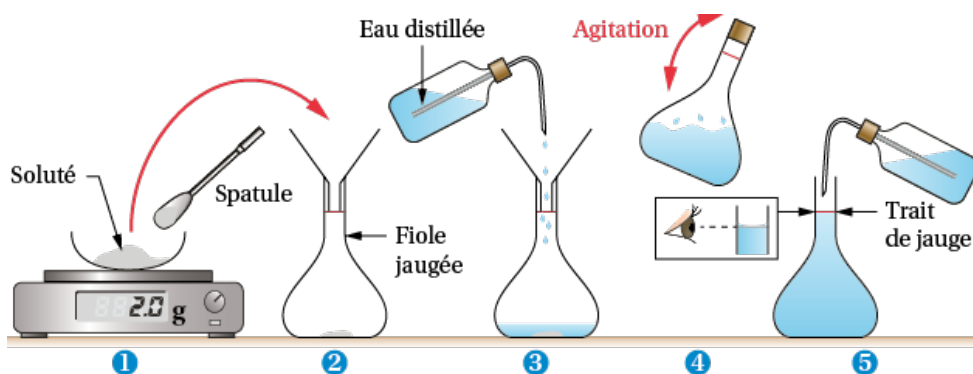
1. Préparation de la solution S d'acide oxalique (15 minutes conseillées)

1.1. Proposer un protocole permettant de préparer par dissolution d'acide oxalique solide, un volume $V_S = 100,0$ mL d'une solution aqueuse S d'acide oxalique de concentration en quantité de matière $C_0 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Masse d'acide oxalique pur à prélever pour préparer la solution S : $m = C_0 \cdot V_S \cdot M(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4)$

$$\Leftrightarrow m = 5,0 \times 10^{-2} \times 0,1000 \times 90,0 = 0,45 \text{ g}$$

- Placer une coupelle de pesée sur une balance de précision et réaliser la tare.
- Introduire environ 0,45 g d'acide oxalique solide à l'aide d'une spatule et noter la masse exacte pesée.
- Verser le solide dans la fiole jaugée munie d'un entonnoir.
- Rincer la coupelle de pesée au-dessus de l'entonnoir afin de récupérer la totalité du soluté.
- Remplir la fiole à moitié avec de l'eau distillée. Boucher et agiter la fiole.
- Compléter avec de l'eau distillée afin que le bas du ménisque soit au niveau du trait de jauge. Homogénéiser la solution.



1.2. Mettre en œuvre le protocole. La pesée au centième de gramme étant délicate, on acceptera une valeur approchée de la masse déterminée à la question précédente. Noter la masse d'acide oxalique effectivement pesée en cohérence avec la précision de la balance :

$$m_{\text{pesée}} = 0,46 \text{ g}$$

1.3. En déduire par le calcul la concentration effective C_S de la solution S préparée.

On sait que $n = \frac{m}{M}$ et $C_m = \frac{m}{V}$

$$C_s = \frac{m}{M \times V} \quad \text{ou} \quad C \cdot M = C_m \Rightarrow C = \frac{C_m}{M}$$

$$C_s = \frac{0,46}{90,0 \times 0,100} = 5,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2. Détermination de la concentration en acide oxalique de la solution S (35 minutes conseillées)

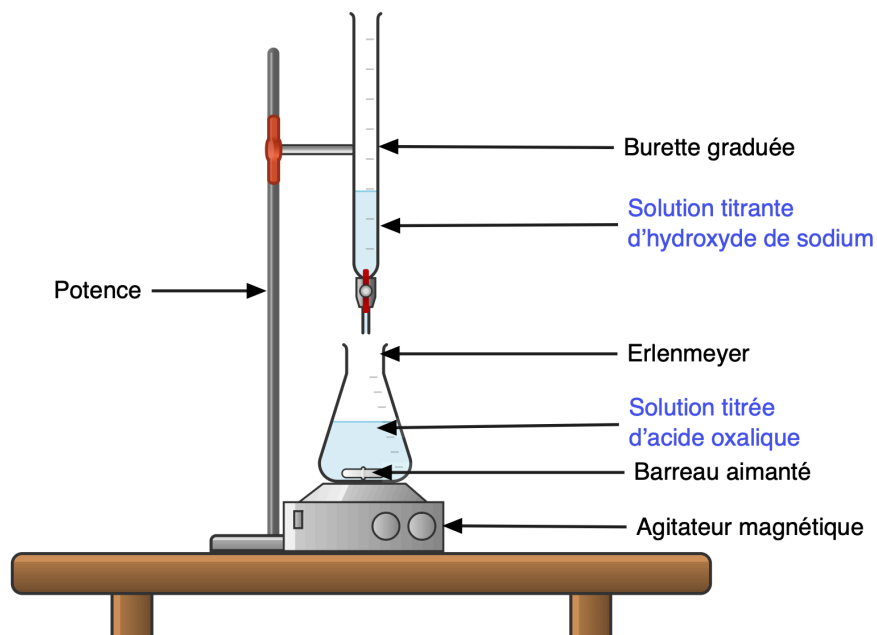
2.1. À l'aide des données et du matériel mis à votre disposition, déterminer l'indicateur coloré le plus adapté pour mettre en œuvre le titrage avec suivi colorimétrique permettant de déterminer la concentration en quantité de matière réelle $C_{S, \text{réelle}}$ d'acide oxalique de la solution S préparée précédemment.

Sur la courbe de simulation du titrage de l'acide oxalique, on peut tracer des tangentes pour déterminer le point d'équivalence.

Le point d'équivalence correspond à un pH d'environ 8,5.

L'indicateur coloré le plus adapté est donc le bleu de thymol, car sa zone de virage comprise entre un pH de 8,0 et 9,6 encadre le pH à l'équivalence.

2.2. Faire un schéma légendé du montage pour une prise d'essai de volume $V_{\text{essai}} = 20,0 \text{ mL}$.



**PLEASE
NOTE..**

Dans un titrage, le volume de prise d'essai désigne le volume de la solution inconnue (la solution à titrer) que l'on prélève pour l'analyser et que l'on place dans le bécher.

2.3. Mettre en œuvre le protocole. Noter la valeur du volume équivalent : $V_E = 14 \text{ mL}$

2.4. Déterminer la concentration $C_{S, \text{réelle}}$ en acide oxalique de la solution S.

A l'équivalence du titrage, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de

l'équation de la réaction, ce qui se traduit par la relation : $n_A = \frac{n_{B,eq}}{2}$

$$\frac{n(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4)_i}{1} = \frac{n_{\text{HO}^-,eq}}{2}$$

$$C_{S,\text{réel}} \times V_{\text{essai}} = \frac{C_B \times V_{eq}}{2}$$

$$C_{S,\text{réel}} = \frac{C_B \times V_{eq}}{2 \times V_{\text{essai}}}$$

$$C_{S,\text{réel}} = \frac{0,1 \times 14,0}{2 \times 20,0} = 0,035 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.5. Commenter le résultat obtenu.

La concentration réelle est plus faible que la concentration théorique. $0,035 < 0,051$

3. Degré d'hydratation de l'acide oxalique présent dans l'échantillon (10 minutes conseillées)

3.1. À l'aide des données, déterminer la valeur du degré d'hydratation p de l'échantillon d'acide oxalique utilisé pour préparer la solution S.

$$p = \frac{1}{M(\text{H}_2\text{O})} \cdot \left(\frac{m_{\text{pesée}}}{C_{\text{S, réel}} \cdot V_{\text{S}}} - M(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) \right)$$

$$p = \frac{1}{18,0} \times \left(\frac{0,46}{0,035 \times 100 \times 10^{-3}} - 90 \right) = 2,3$$

3.2. Préciser si cet échantillon d'acide oxalique peut être utilisé pour mettre en œuvre une synthèse en milieu anhydre.

Cet échantillon semble être hydraté. Il y a environ 2 molécules d'eau pour une molécule d'acide oxalique. Il n'est donc pas possible d'utiliser cet échantillon pour une synthèse où l'eau doit être absente.

Défaire le montage et ranger la paillasse avant de quitter la salle.