# Traitement anti-acarien

Bac 2021 Asie Sujet 1 · Exercice 2 **5 points** **Durée conseillée 53 min**

**1** Citer la définition d'un acide selon la théorie de Brönsted et donner les noms de deux acides usuels.

Selon Brönsted, un acide est une espèce chimique susceptible de céder un ion hydrogène $\mathrm{H^+}$.

Acide : espèce capable de céder un ion $\mathrm{H^+}$. Exemples : l'acide chlorhydrique et l'acide éthanoïque.

**COMPRENDRE**
D'autres réponses sont acceptées : acide nitrique, acide sulfurique, acide carbonique. On demande des noms, pas des formules.

**2** Donner la formule de l'ion méthanoate, base conjuguée de l'acide méthanoïque.

L'acide méthanoïque $\mathrm{HCOOH}$ perd un ion $\mathrm{H^+}$, celui du groupe carboxyle.

Ion méthanoate : $\mathrm{HCOO^-}$

**PIÈGE**
Oublier la charge négative, ou retirer l'hydrogène lié au carbone.

**3** Représenter le diagramme de prédominance de l'acide méthanoïque et de sa base conjuguée. Justifier.

**Données utiles** $\mathrm{p}K_A = 3{,}8$ à 25 °C

Pour le couple $\mathrm{HCOOH/HCOO^-}$ : $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A + \log \dfrac{[\mathrm{HCOO^-}]}{[\mathrm{HCOOH}]}$.

- Si $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_A$, le logarithme est négatif, donc $[\mathrm{HCOO^-}] < [\mathrm{HCOOH}]$ : l'acide prédomine.
- Si $\mathrm{pH} > \mathrm{p}K_A$, le logarithme est positif, donc $[\mathrm{HCOO^-}] > [\mathrm{HCOOH}]$ : la base prédomine.
- Si $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A$, les deux concentrations sont égales.

$\mathrm{HCOOH}$ prédomine pour $\mathrm{pH} < 3{,}8$ ; $\mathrm{HCOO^-}$ prédomine pour $\mathrm{pH} > 3{,}8$.

**MÉTHODE**
Sur un axe de pH, l'acide est toujours à gauche du $\mathrm{p}K_A$ et la base à droite. La justification passe par le signe du logarithme.




**3** · Diagramme de prédominance du couple acide méthanoïque / ion méthanoate

**4** Parmi les trois spectres infrarouge A, B et C, identifier celui pouvant être attribué à l'acide méthanoïque. Justifier.

**Données utiles** O–H acide carboxylique : 2600 – 3200 $\mathrm{cm^{-1}}$, large ; O–H alcool : 3200 – 3700 $\mathrm{cm^{-1}}$, large ; C=O : 1650 – 1740 $\mathrm{cm^{-1}}$, forte et fine

L'acide méthanoïque possède une liaison C=O et une liaison O–H d'acide carboxylique : son spectre doit présenter les deux bandes correspondantes.

- Spectre A : une bande très large et intense recouvre le domaine 2600 – 3200 $\mathrm{cm^{-1}}$ (O–H d'acide carboxylique) et une bande fine et intense apparaît au voisinage de 1700 $\mathrm{cm^{-1}}$ (C=O).
- Spectre B : bande C=O présente vers 1700 $\mathrm{cm^{-1}}$, mais pas de bande large due à une liaison O–H.
- Spectre C : bande large vers 3300 $\mathrm{cm^{-1}}$ (O–H d'alcool), mais aucune bande forte et fine entre 1650 et 1740 $\mathrm{cm^{-1}}$ : pas de liaison C=O.

Le spectre A est celui de l'acide méthanoïque.

**PIÈGE**
Confondre les deux bandes O–H : celle de l'acide carboxylique est décalée vers les petits nombres d'onde et chevauche les bandes C–H.

**MÉTHODE**
Lister d'abord les liaisons de la molécule, puis chercher chaque bande dans la table. Éliminer les autres spectres par la bande absente rapporte les points de justification.

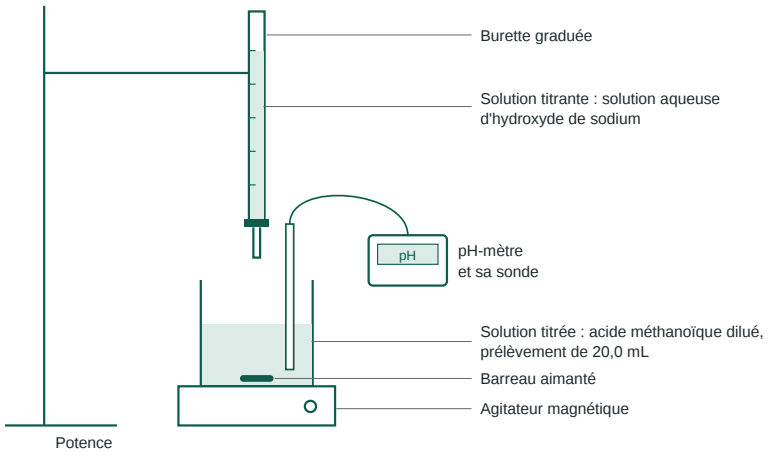
**5** Faire un schéma légendé du dispositif expérimental utilisé pour réaliser le titrage.

**Données utiles** $V_a = 20{,}0$ mL de solution $S_a$ ; solution titrante de concentration $C_b = 2{,}00 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$

Le schéma doit faire apparaître : la burette graduée contenant la solution titrante d'hydroxyde de sodium, le bécher contenant la solution titrée $S_a$, l'agitateur magnétique avec son barreau aimanté, et le pH-mètre dont la sonde plonge dans la solution.

Schéma légendé du titrage pH-métrique (voir figure).

**PIÈGE**
Oublier le pH-mètre et sa sonde alors que le suivi est pH-métrique, ou ne pas préciser quelle solution est dans la burette et laquelle est dans le bécher.




**5** · Dispositif du titrage suivi par pH-métrie

**6** Écrire, en la justifiant, l'équation de la réaction support du titrage.

L'espèce titrée est l'acide $\mathrm{HCOOH}$ (couple $\mathrm{HCOOH/HCOO^-}$) ; l'espèce titrante est la base $\mathrm{HO^-}$ (couple $\mathrm{H_2O/HO^-}$). L'acide cède un ion $\mathrm{H^+}$ à la base. Une réaction support de titrage est totale : on écrit une flèche simple.

$$\mathrm{HCOOH\,(aq) + HO^-\,(aq) \longrightarrow HCOO^-\,(aq) + H_2O\,(l)}$$

**PIÈGE**
Faire figurer l'ion $\mathrm{Na^+}$ dans l'équation : il est spectateur. Écrire une double flèche fait aussi perdre des points, la transformation étant totale.

**7** Montrer que la concentration d'acide méthanoïque de la solution diluée déterminée expérimentalement est égale à $C_0 = 15{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

**Données utiles** $V_a = 20{,}0$ mL ; $C_b = 2{,}00 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; figure 1

Le volume à l'équivalence est l'abscisse du maximum de la courbe dérivée $\frac{\text{d pH}}{\text{d}V_b}$ : on lit $V_{\text{éq}} = 15{,}0$ mL.

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation (Q6) : $n(\text{HCOOH})_{\text{initial}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}$, soit $C_0\,V_a = C_b\,V_{\text{éq}}$.

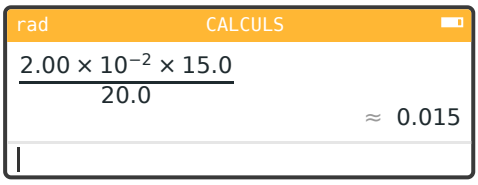
$$C_0 = \frac{C_b\,V_{\text{éq}}}{V_a} = \frac{2{,}00 \times 10^{-2} \times 15{,}0}{20{,}0} = 1{,}50 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C_0 = 1{,}50 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 15{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, valeur attendue.

**COMPRENDRE**
Trois chiffres significatifs, comme $C_b$, $V_a$ et $V_{\text{éq}}$. Les deux volumes peuvent rester en mL : leur rapport est sans unité.

**MÉTHODE**
Titrage : 1) repérer $V_{\text{éq}}$ (pic de la dérivée ou méthode des tangentes) ; 2) écrire la relation à l'équivalence avec les nombres stœchiométriques ; 3) isoler la concentration cherchée.

**À LA CALCULATRICE**




**8** Écrire le résultat de la mesure de la concentration expérimentale $C$ de la solution commerciale assortie de son incertitude, sachant que $\frac{u(C)}{C} = \frac{u(C_0)}{C_0}$.

**Données utiles** $C_0$ (Q7) ; dilution au millième ; $u(C_b) = 0{,}02 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; $u(V_a) = 0{,}2$ mL ; $u(V_{\text{éq}}) = 0{,}5$ mL

La solution commerciale a été diluée 1 000 fois : $C = 1\,000 \times C_0 = 1\,000 \times 15{,}0 \times 10^{-3} = 15{,}0\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Comme $\frac{u(C)}{C} = \frac{u(C_0)}{C_0}$ :

$$u(C) = C\sqrt{\left(\frac{u(C_b)}{C_b}\right)^2 + \left(\frac{u(V_a)}{V_a}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{\text{éq}})}{V_{\text{éq}}}\right)^2}$$

$$u(C) = 15{,}0 \times \sqrt{\left(\frac{0{,}02}{2{,}00}\right)^2 + \left(\frac{0{,}2}{20{,}0}\right)^2 + \left(\frac{0{,}5}{15{,}0}\right)^2} = 0{,}54\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

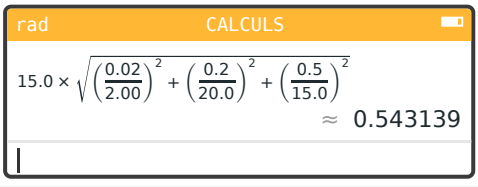
On arrondit l'incertitude par excès à un chiffre significatif : $u(C) = 0{,}6\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$C = (15{,}0 \pm 0{,}6)\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

**PIÈGE**
Le texte du sujet écrit « $C_a$ » pour $C_b$ : simple coquille. Chaque rapport se calcule avec des unités identiques en haut et en bas ($10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, mL).

**COMPRENDRE**
Le résultat s'arrête au même rang décimal que l'incertitude : ici le dixième. Le terme en $V_{\text{éq}}$ domine largement : la lecture de l'équivalence limite la précision.

**À LA CALCULATRICE**



**9** Confronter la concentration $C$ obtenue expérimentalement à la concentration $C_{\text{fab}}$ indiquée par le fabricant en calculant le quotient $\dfrac{|C - C_{\text{fab}}|}{u(C)}$. Conclure.

**Données utiles** 65,0 g d'acide pour 100 mL de solution ; $M = 46{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; $C$ et $u(C)$ (Q8)

Concentration annoncée par le fabricant, avec $m = 65{,}0$ g dans $V = 100\ \text{mL} = 0{,}100$ L :

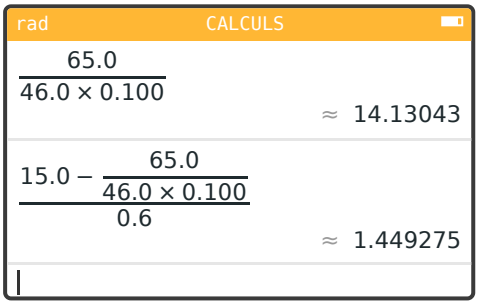
$$C_{\text{fab}} = \frac{n}{V} = \frac{m}{M\,V} = \frac{65{,}0}{46{,}0 \times 0{,}100} = 14{,}13\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \approx 14{,}1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\frac{|C - C_{\text{fab}}|}{u(C)} = \frac{|15{,}0 - 14{,}13|}{0{,}6} \approx 1{,}4$$

Le quotient est inférieur à 2 : l'écart entre les deux valeurs est de l'ordre de l'incertitude-type.

$\dfrac{|C - C_{\text{fab}}|}{u(C)} \approx 1{,}4 < 2$ : la mesure est compatible avec l'indication du fabricant.

**À LA CALCULATRICE**




**PIÈGE**
Laisser 100 mL en millilitres donne une concentration mille fois trop petite. Ne pas conclure sans citer le critère de comparaison.

**COMPRENDRE**
Ce quotient (écart normalisé) compte l'écart en nombre d'incertitudes-types. En dessous de 2, mesure et référence sont jugées compatibles. Avec $C_{\text{fab}}$ arrondi à 14,1, on trouve 1,5 : même conclusion.