

TS - PC	TP : Etude de quelques acides courants
Fil1 – Séq 1 : Acide et base	
<u>Objectifs</u> : Mesurer le pH d'une solution aqueuse. Comprendre la notion d'équilibre acido-basique	

On vous propose ici d'étudier le problème d'un viticulteur de la région.







Il utilise un engrais à base de **nitrate d'ammonium** ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ) qui est fabriqué à partir de l'**acide nitrique** ( $\text{HNO}_3$ ) qui est un acide très dangereux.

A partir du vin on peut obtenir du vinaigre qui lui aussi contient un acide : l'**acide éthanoïque** ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

Finalement ce viticulteur est perdu avec tous ces acides, alors il vous demande de répondre à la question suivante :

« Pourquoi certains acides peuvent-êtré plus dangereux que d'autres ?  
Plus acides que d'autres ? »

- Document : Présentation de 3 acides

<b>Fiche de sécurité</b>	<b>Acide nitrique</b> Formule : $\text{HNO}_3$ Masse molaire $M = 63,01 \text{ g.mol}^{-1}$ Densité $d = 1,41$ Teneur : 67,6 % R : 35 S : 2-23-26-27 	<b>ACIDE ETHANOIQUE T.P.</b> Synonyme: Acide acétique Formule: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ Masse moléculaire: 60,05 g/mol Teneur mini: 80 % Densité : 1,069 R : 34 S : 23c-26-45 UN : 2789 - Classe : 8 Groupe : II EINECS : 200-580-7 CAS : 64-19-9 	<b>AMMONIUM NITRATE PUR</b> Formule: $\text{NH}_4 \text{NO}_3$ Masse moléculaire: 80,04 g/mol Teneur mini: 99 % Température de fusion: 169°C décomposé R: 8 - S: 17 UN : 1942 - Classe : 5.1 - Groupe : III EINECS : 229-347-8 - CAS : 6484-52-2 
			

- Matériel à disposition :

un pH-mètre ; papier pH ; solutions étalons pH=4 et pH=7 ;

une solution d'acide nitrique, une solution d'acide éthanoïque, une solution de nitrate d'ammonium, toutes à la même concentration molaire :  $C_0 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- Investigation : Comment peut-on expérimentalement différencier ces 3 acides en solution aqueuse ?

- 1) A partir du matériel mis à votre disposition, rédiger un protocole expérimental permettant de mesurer le plus précisément possible le pH de ces différents acides. ANALYSER
- 2) Après validation par le professeur, mettre en œuvre le protocole. REALISER
- 3) Proposez des éléments de réponse à la problématique. VALIDER et COMMUNIQUER

- Interprétation :

4) Les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  présents en solution sont produits par la réaction entre l'acide de forme HA et la base  $\text{H}_2\text{O}$  selon l'équation :  $\text{HA (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Ecrire la réaction de chaque acide avec l'eau


5) Compléter le tableau d'avancement suivant :

		HA (aq)	+	H <sub>2</sub> O (l)	→	A <sup>-</sup> (aq)	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)
Etat	avancement	Quantité de matière en mol						
initial	x = 0	n <sub>0</sub>						
en cours	x			excès				
final	x <sub>max</sub>							

6) A l'aide de celui ci, donner l'expression littérale de l'avancement maximal x<sub>max</sub> de cette réaction en fonction de la concentration molaire C<sub>0</sub> et du volume V de solution.

7) En déduire l'expression littérale de la concentration molaire finale théorique en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq). Calculer sa valeur pour chaque acide étudié.

8) Pour chaque acide étudié, calculer les concentrations molaires réelles en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  en utilisant la mesure du pH.

  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

9) Reporter dans le tableau ci-dessous les différents résultats obtenus :

	Acide nitrique	Acide éthanoïque	Nitrate d'ammonium
pH mesuré			
Concentration finale théorique de $\text{H}_3\text{O}^+$ en mol.L <sup>-1</sup>			
Concentration réelle mesurée de $\text{H}_3\text{O}^+$ en mol.L <sup>-1</sup>			

Que remarquez-vous ? Les incertitudes de mesure peuvent-elles expliquer les résultats ?

10) Jusqu'à présent, on considérait que les réactifs limitants étaient totalement consommés au cours d'une réaction. Est-ce toujours le cas ? Doit-on toujours prendre x<sub>max</sub> comme valeur finale de l'avancement d'une réaction chimique ?

11) Attribuer à chacune des trois réactions de l'acide avec l'eau l'un des qualificatifs suivants : réaction totale ou réaction non-totale.

Ecrire de nouveau les équations de réaction de chacun des trois acides avec l'eau en utilisant la symbolique adaptée : flèche simple → pour les réactions totales

double flèche ⇌ pour les réactions non totales (réactions partielles).