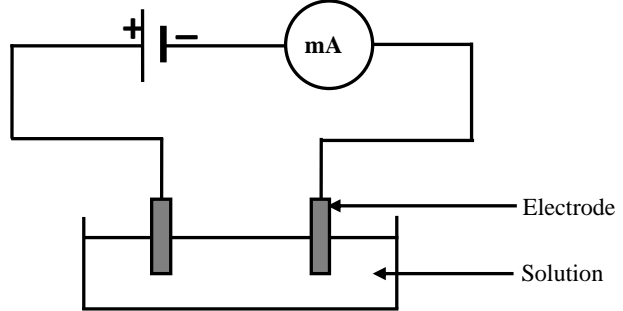


Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
Présentation	Questions /réponses	Rappels/pré requis	Par leurs réponses, les élèves amènent le professeur à donner le titre de la leçon	ACIDE FAIBLE – BASE FAIBLE
Développement	Questions –réponses	Administration de la situation d'apprentissage Lisez la situation. Quelles actions les élèves veulent mener ? Activité : Acide faible	Les élèves lisent la situation. Ils veulent : - écrire les équations-bilans des réactions chimiques de ces produits avec l'eau - expliquer l'équilibre chimique, l'effet de dilution sur l'ionisation d'un acide faible et d'une base faible - déterminer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans une solution d'acide faible et de base faible.	1. Acide faible 1.1. Réaction d'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau L'acide éthanoïque ou acide acétique est un composé organique (<i>moléculaire</i>) de formule CH₃COOH . C'est un liquide incolore à odeur piquante et miscible à l'eau. (<i>en toutes proportions et sa dissolution y est faiblement exothermique</i>)

Développement (suite)	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Les élèves observent attentivement l'expérience.	<p>1.1.1. Conductibilité électrique (<i>étude quantitative</i>)</p> <p>1.1.1.1. Expérience et résultats</p> 
	Travail de groupe			
	Questions –réponses			

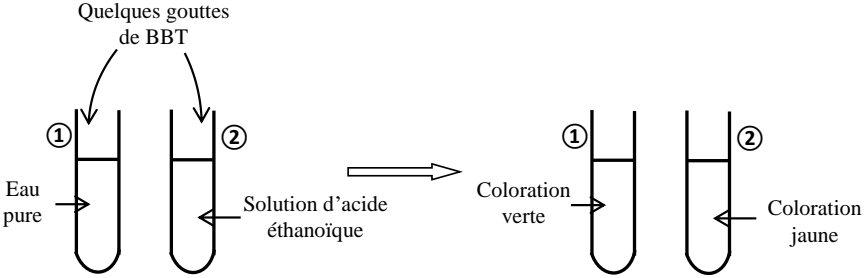
Solution	Acide éthanoïque pur	Solution aqueuse d'acide éthanoïque C = 0,1 mol/L	Solution aqueuse d'acide chlorhydrique C = 0,1 mol/L
Intensité du courant électrique	0	4 mA	70 mA

Comparez la conductibilité d'une solution d'acide chlorhydrique et celle d'une solution d'acide éthanoïque	La solution d'acide éthanoïque conduit le courant électrique moins bien que la solution d'acide chlorhydrique
Expliquez cette situation	Il y'a moins d'ions dans la solution d'acide éthanoïque que dans celle d'acide chlorhydrique
Tirez-en une conclusion	L'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau est partielle

1.1.1.2. Interprétation

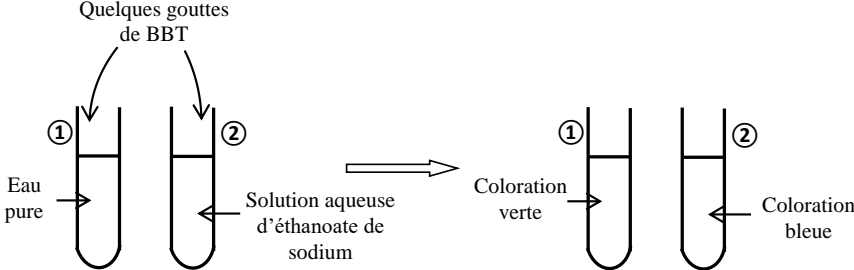
- L'acide éthanoïque pur ne conduit pas le courant électrique : elle ne contient donc pas d'ions. (*en effet, il est constitué uniquement de molécules CH₃COOH*)
- La solution aqueuse d'acide éthanoïque conduit le courant électrique : elle contient des ions. (*l'eau a donc ionisé les molécules d'acide éthanoïque*). Cependant elle conduit moins bien le courant que la solution d'acide chlorhydrique. À concentration égale, il y'a moins d'ions dans la solution d'acide éthanoïque que dans celle d'acide chlorhydrique. La réaction d'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau n'est pas totale (*comme celle de l'acide chlorhydrique*) : elle est **partielle**.

1.1.1.3. Conclusion
L'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau est partielle

Développement (suite)	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Les élèves observent attentivement l'expérience.	<p>1.1.2. Nature de la solution aqueuse d'acide éthanóique</p> <p>1.1.2.1. Expérience et observation</p>  <p>Le BBT vire au jaune dans le tube ② : la solution est acide. La solution contient donc plus d'ions H_3O^+ que l'eau pure. Ces ions proviennent de la réaction d'ionisation de l'acide éthanóique dans l'eau selon l'équation :</p> $CH_3COOH + H_2O \xrightarrow{\text{partielle}} CH_3COO^- + H_3O^+$
	Travail de groupe	Quelle est la couleur du BBT	C'est le jaune	
		Que traduit cette couleur ?	La solution contient donc plus d'ions H_3O^+ que l'eau pure	
	Questions –réponses			
	Questions –réponses	Tirez-en une conclusion	L'acide éthanóique s'ionise partiellement dans l'eau en libérant des ions hydronium H_3O^+	<p>1.1.2.2. Conclusion</p> <p>L'acide éthanóique s'ionise partiellement dans l'eau en libérant des ions hydronium H_3O^+ : c'est un acide faible</p> <p>1.1.3. Etude quantitative</p> <p>1.1.3.1. Expérience et résultats</p> <p>La mesure du pH, à 25 °C, d'une solution d'acide éthanóique de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$ donne $pH = 3,4$.</p>
		Que traduit cette valeur de pH ?	La solution d'acide éthanóique n'est pas un acide fort	<p>1.1.3.2. Exploitation de la valeur du pH.</p> <p>La solution d'acide éthanóique est acide puisque son $pH = 3,4$ est inférieur à 7 mais ce n'est pas un acide fort car son $pH = 3,4$ est différent de $-\log C_a = 2$</p> <p>1.1.3.3. Concentration des espèces chimiques présentes en solution</p> <ul style="list-style-type: none"> - Inventaire des espèces chimiques H_3O^+ ; OH^- ; CH_3COO^- (les ions) ; CH_3COOH ; H_2O (les molécules) - Utilisation du pH

Développement (suite)	Travail de groupe	Calculez les concentrations des espèces chimiques en solution	Les élèves exécutent	$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} = 3,98.10^{-4} \text{ mol/L}$ <ul style="list-style-type: none"> - Utilisation du produit ionique de l'eau $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{3,98.10^{-4}} = 2,51.10^{-11} \text{ mol/L}$ - Utilisation de l'ENS $[CH_3COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$ or $[OH^-] \ll [H_3O^+]$ $\rightarrow [CH_3COO^-] = [H_3O^+] = 3,98.10^{-4} \text{ mol/L}$ - Utilisation de la CM $[CH_3COOH]_{restant} = C_a - [CH_3COO^-] = 10^{-2} - 3,98.10^{-4}$ $\rightarrow [CH_3COOH]_{restant} = 9,60.10^{-3} \text{ mol/L}$
	Questions –réponses	Tirez-en une conclusion	La réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau n'est pas totale	<p>N.B.: Les espèces chimiques présentes en solution sont classifiées en :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Espèces majoritaires : CH₃COOH - Espèces minoritaires : H₃O⁺ ; CH₃COO⁻ - Espèces ultra minoritaires : OH⁻ <p><i>(càd l'ionisation de l'acide éthanoïque est la réaction prépondérante car les ions ultra minoritaires proviennent d'une autre réaction : l'autoprotolyse de l'eau)</i></p> <p>1.1.3.4. Conclusion $[CH_3COOH]_{restant} \neq 0 \text{ mol/L}$: la solution contient des molécules CH₃COOH. <i>(toutes les molécules n'ont pas été ionisées)</i> La réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau n'est pas totale : elle est dite partielle ou limitée. L'acide éthanoïque est un acide faible. <i>(on est donc tenté de s'interroger sur la proportion de molécules ionisées d'où la notion de coefficient d'ionisation)</i></p> <p>1.1.3.5. Coefficient (ou degré) d'ionisation (ou de dissociation) Le coefficient d'ionisation α est le rapport de la quantité d'acide ionisé par la quantité d'acide initiale.</p> $\alpha = \frac{n_{acide \text{ ionisé}}}{n_{acide \text{ initiale}}} = \frac{[acide]_{ionisé}}{[acide]_{initiale}} \quad (\text{en rapport la 1}^{\text{ère}} \text{ égalité au volume})$
		Le professeur définit le coefficient d'ionisation		

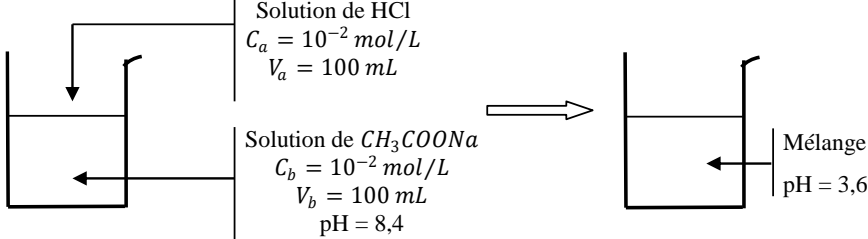
Développement (suite)	Travail de groupe	Calculez la nouvelle valeur du coefficient d'ionisation	Les élèves exécutent	$NH_4Cl \xrightarrow{\text{eau}} NH_4^+ + Cl^- \quad \text{donc il ne faut pas oublier les ions } Cl^- \text{ dans l'inventaire des espèces chimiques)}$ <p>1.2.3. Effet de dilution sur le coefficient d'ionisation</p> <p>1.2.3.1. Expérience et résultats</p> <p>La solution précédente (<i>étudiée</i>) est diluée 100 fois et la mesure de son (<i>nouveau</i>) pH, à 25 °C, donne $pH' = 4,4$.</p> <p>1.2.3.2. La nouvelle valeur α' du coefficient de dissociation</p> $\alpha' = \frac{[CH_3COO^-]'}{Ca'}$ <p>Avec $Ca' = \frac{Ca}{k}$ où $k = 100$ et $[CH_3COO^-]' \approx [H_3O^+]' = 10^{-pH'}$</p> $\alpha' = \frac{k \times 10^{-pH'}}{Ca} = \frac{100 \times 10^{-4,4}}{10^{-2}} = 0,4 \text{ soit } 4 \%$ <p>On remarque que : $\alpha' > \alpha$</p>
	Questions –réponses	Comparez ces deux valeurs	On a : $\alpha' > \alpha$	<p>1.2.3.3. Conclusion</p> <p>La dilution d'un acide faible augmente son coefficient d'ionisation. Elle favorise donc son ionisation.</p> <p>(N.B. :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Pour un acide fort (peu dilué), $\alpha = 1$ - Une trop grande dilution d'un acide faible rapproche son comportement de celui d'un acide fort)
Evaluation (15 min)	Questions-réponses	<p>Activité d'application</p> <p>Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p> <p>Le professeur envoie un élève au tableau pour chaque exercice.</p>	<p>La dilution d'un acide faible augmente son coefficient d'ionisation.</p> <p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p>	<p>ACTIVITE D'APPLICATION N°1 (S. voir cours physique)</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Un élève mesure le pH, à 25 °C, de 100 mL d'une solution d'acide méthanoïque (HCOOH) de concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol/L}$ et obtient $pH_1 = 2,9$. <ol style="list-style-type: none"> 1.1. Montre que l'acide méthanoïque est un acide faible. 1.2. Écris son équation d'ionisation dans l'eau 1.3. Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques en solution. 1.4. Calcule le coefficient d'ionisation 2. Il ajoute ensuite 900 mL d'eau distillée à la solution précédente. Il homogénéise, mesure à nouveau le pH et trouve $pH_2 = 3,4$.

Développement (suite)	Expérimentation	<p>Le professeur valide la réponse avant la prise de note par les autres élèves.</p> <p>Activité : Base faible</p> <p>Soyez attentif et observez l'expérience.</p>	<p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p> <p>Les élèves observent attentivement l'expérience.</p>	<p>2.1. Détermine dans ce cas le coefficient d'ionisation</p> <p>2.2. En déduit l'effet de la dilution sur l'ionisation de l'acide méthanoïque</p> <p>2. Base faible</p> <p>2.1. Réaction d'ionisation de l'éthanoate de sodium</p> <p>L'éthanoate de sodium ou acétate de sodium est un solide blanc. C'est un composé ionique de formule statistique CH_3COONa et très soluble dans l'eau.</p>
	Travail de groupe	<p>Quelle est la couleur du BBT</p> <p>Que traduit cette couleur ?</p>	<p>La couleur bleue</p> <p>La solution contient donc plus d'ions OH^- que l'eau pure</p>	<p>2.1.1. Nature de la solution d'éthanoate de sodium</p> <p>2.1.1.1. Expérience et observation</p> 
	Questions –réponses	<p>Tirez-en une conclusion</p>	<p>La solution d'éthanoate de sodium est une solution basique</p>	<p>Le BBT vire au bleu dans le tube ② : la solution est basique. La solution contient donc plus d'ions OH^- que l'eau pure. Ces ions proviennent de la réaction des ions éthanoate avec l'eau. Les ions éthanoate étant issus de la dissociation (ou ionisation) de l'éthanoate de sodium dans l'eau (au cours d'une réaction chimique totale). Les équation-bilans sont :</p> $CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$ $CH_3COO^- + H_2O \rightarrow CH_3COOH + OH^-$ <p>2.1.1.2. Conclusion</p> <p>La solution d'éthanoate de sodium est une solution basique. (c'est une base)</p>
				<p>2.1.2. Réaction de l'ion éthanoate avec l'eau (étude quantitative)</p> <p>2.1.2.1. Expérience et observation</p>

<p>Développement (suite)</p>	<p>Travail de groupe</p> <p>Questions-réponses</p>	<p>Que traduit cette valeur de pH ?</p> <p>Calculez les concentrations des espèces chimiques en solution</p>	<p>L'éthanoate de sodium n'est pas une base forte</p> <p>Les élèves exécutent</p>	<p>La mesure du pH, à 25 °C, d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$ donne $pH = 8,4$.</p> <p>2.1.2.2. Exploitation de la valeur du pH L'éthanoate de sodium est une solution basique car son $pH = 8,4$ est supérieur à 7 mais ce n'est pas une base forte car son $pH = 8,4$ est différent de $14 + \log C_b = 12$.</p> <p>2.1.2.3. Concentration des espèces chimiques en solution</p> <ul style="list-style-type: none"> - Inventaire des espèces chimiques H_3O^+ ; OH^- ; CH_3COO^- ; Na^+ (les ions) ; CH_3COOH ; H_2O (les molécules) - Utilisation du pH $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-8,4} = 3,98 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$ - Utilisation du produit ionique de l'eau $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{3,98 \cdot 10^{-9}} = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ - Utilisation de l'ENS $[CH_3COO^-] = ([H_3O^+] + [Na^+]) - [OH^-]$ Or $[H_3O^+] \ll [OH^-]$ et $[Na^+] = C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$ $\rightarrow [CH_3COO^-]_{restant} = [Na^+] - [OH^-] = C_b - [OH^-] = 10^{-2} - 2,51 \cdot 10^{-6}$ $\rightarrow [CH_3COO^-]_{restant} = 9,99 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \approx 10^{-2} \text{ mol/L}$ - Utilisation de la CM $[CH_3COOH] = C_b - [CH_3COO^-]_{restant}$ or $[CH_3COO^-]_{restant} = C_b - [OH^-]$ $\rightarrow [CH_3COOH] = [OH^-] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ <p>N.B.: En solution, on a:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Espèces majoritaires : CH_3COO^- ; Na^+ - Espèces minoritaires : OH^- ; CH_3COOH - Espèces ultra minoritaires : H_3O^+
-------------------------------------	--	--	---	---

Développement (suite)	Travail de groupe	Tirez-en une conclusion	La réaction de l'ion éthanoate avec l'eau est partielle	<p>2.1.2.4. Conclusion $[CH_3COO^-]_{restant} \neq 0 \text{ mol/L}$. (la solution contient encore des ions éthanoate CH_3COO^-. Tous les ions CH_3COO^- n'ont pas réagi avec l'eau (n'ont pas été transformés en CH_3COOH (acide éthanoïque))). La réaction de l'ion éthanoate avec l'eau est partielle ou limitée. L'ion éthanoate est une base faible. (on peut s'interroger sur la proportion d'ion éthanoate transformés en molécules d'où)</p>
		Calculez le coefficient d'ionisation	Les élèves exécutent	<p>2.1.2.5. Coefficient d'ionisation α C'est le rapport de la quantité d'ions transformés par celle d'ions initiale. $\alpha = \frac{n_{ions \text{ transformés}}}{n_{ions \text{ initiale}}} = \frac{[ions]_{transformés}}{[ions]_{initiale}}$ On a donc (pour la solution étudiée) : $\alpha = \frac{[CH_3COOH]}{c_b} = \frac{2,51 \cdot 10^{-6}}{10^{-2}} = 2,51 \cdot 10^{-4} = 25,1 \cdot 10^{-5}$ $\alpha = 25,1 \cdot 10^{-5} = 0,000251$ (soit 25,1 pour 100000 : càd sur 100000 ions éthanoate introduits dans la solution seuls 25 ions ont réagi avec l'eau (ont été transformés en CH_3COOH). L'ion éthanoate est une base faible.)</p>
	Questions-réponses	Le professeur définit un acide faible		<p>2.2. Généralisation 2.2.1. Définition d'une base faible Une base faible est une espèce chimique (ion ou molécule) qui réagit partiellement avec l'eau en libérant des ions hydroxyde (OH^-)</p> <p>2.2.2. Exemples de bases faibles ♦ Base faible du type A^- Exemple :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ion éthanoate (CH_3COO^-) (en général les ions carboxylates $R - COO^-$) - Ion carbonate (CO_3^{2-}) - Ion hypochlorite (ClO^-) - Ion méthanoate ($HCOO^-$) <p>(pour ces bases faibles, on a :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Equation-bilan : $A^- + H_2O \rightarrow AH + OH^-$ - Inventaire : $AH ; OH^- ; H_3O^+ ; H_2O ; A^- ; \text{ion indifférent}$)
		Le professeur donne des exemples de bases faibles		

Développement (suite)	Travail de groupe	Calculez la nouvelle valeur du coefficient d'ionisation	Le passage d'un courant électrique	<p>Remarque : Les bases faibles du type A^- proviennent généralement des composés ioniques. Il faut donc tenir compte de l'ion indifférent (<i>ou spectateur</i>) dans l'inventaire des espèces chimiques en solution</p> <p>♦ Base faible du type B</p> <p>Exemple :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ammoniac (NH_3) (<i>en général l'ammoniac et les amines</i>) - Méthylamine (CH_3NH_3) - Diméthylamine ($(CH_3)_2NH$) - Aniline ($C_6H_5NH_2$) - Ethylamine ($CH_3CH_2NH_2$) <p>(pour ces bases faibles, on a :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Equation-bilan : $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$ - Inventaire : $BH^+ ; OH^- ; H_3O^+ ; B ; H_2O$) <p>2.2.3. Effet de dilution sur le coefficient d'ionisation</p> <p>2.2.3.1. Expérience et résultats La solution précédente est diluée 100 fois et la mesure de pH, à 25 °C, donne $pH' = 8,1$.</p>
Questions-réponses	Questions-réponses	Comparez ces deux valeurs	Les élèves exécutent	<p>2.2.3.2. La nouvelle valeur α' du coefficient d'ionisation</p> $\alpha' = \frac{[CH_3COOH]'}{c_b'}$ <p>Avec $c_b' = \frac{c_b}{k} = \frac{c_b}{100}$ et $[CH_3COOH]' = [OH^-]' = \frac{Ke}{[H_3O^+]'} = \frac{Ke}{10^{-pH'}}$</p> $\rightarrow \alpha' = \frac{Ke}{10^{-pH'}} \times \frac{k}{c_b} = \frac{10^{-14} \times 100}{10^{-8,1} \times 10^{-2}}$ $\rightarrow \alpha' = 1,26 \cdot 10^{-2} = 0,0126 \quad (\text{on a donc : } \alpha' \approx 50 \alpha)$
		Tirez-en une conclusion	On a : $\alpha' > \alpha$	<p>2.2.3.3. Conclusion La dilution d'une base faible augmente son coefficient d'ionisation.</p> <p>(N.B. :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Pour une base forte (peu dilué), $\alpha = 1$ - Une trop grande dilution d'une base faible rapproche son comportement de celui d'une base forte)

<p>Développement (suite)</p>		<p>Activité d'application</p> <p>Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p>	<p>ACTIVITE D'APPLICATION N°2</p> <p>Une solution aqueuse d'ammoniac NH_3, de concentration $C = 0,1 \text{ mol/L}$ a un pH égal à 11,1 à 25 °C.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Montre que NH_3 est une base faible. 2. Écris l'équation bilan de sa réaction avec l'eau. 3. Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution. 4. En déduis le coefficient de dissociation.
<p>Evaluation (15 min)</p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Le professeur envoie un élève au tableau pour chaque exercice.</p> <p>Le professeur valide la réponse avant la prise de note par les autres élèves.</p>	<p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	
	<p>Expérimentation</p>	<p>Soyez attentif et observez l'expérience</p>	<p>Les élèves observent attentivement l'expérience.</p>	<p>3. Equilibre chimique</p> <p>3.1. Expérience et résultats</p> <p>(À un volume $V_b = 100 \text{ mL}$ d'une solution (B) d'éthanoate de sodium (fraichement préparée) de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$ et de pH = 8,4, on ajoute un volume $V_a = 100 \text{ mL}$ d'une solution (A) d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Le mélange (M) obtenu à un pH = 3,6.)</p>
	<p>Travail de groupe</p>	<p>Calculez la quantité d'ions H_3O^+ apportés par la solution HCl et celle d'ions CH_3COO^- apportés par la solution de CH_3COONa</p>	<p>Les élèves exécutent</p>	
	<p>Questions –réponses</p>			<p>On a :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Quantité d'ions H_3O^+ apportés par la solution HCl <p>$n_0(H_3O^+) = C_a V_a = 10^{-2} \times 100 \cdot 10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol}$</p> <p>(car $n_0(H_3O^+) = [H_3O^+] \times V_a = 10^{-pH} \times V_a$ or $pH = -\log(C_a) = 2$)</p>

Développement (suite)	Travail de groupe	Calculez les concentrations des espèces chimiques présentes dans le mélange	Dans un circuit contenant un générateur le condensateur se charge	<p>- Quantité d'ions CH_3COO^- apportés par la solution de CH_3COONa $n_0(CH_3COO^-) = C_b V_b = 10^{-2} \times 100.10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol}$</p>
			Les élèves exécutent	<p>3.2. Concentration des espèces présentes dans le mélange Inventaire : H_3O^+ ; OH^- ; CH_3COO^- ; Na^+ ; CH_3COOH ; H_2O ; Cl^- pH = 3,6 $\rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3,6} = 2,51.10^{-4} \text{ mol/L}$ $K_e \rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{2,51.10^{-4}} = 3,91.10^{-11} \text{ mol/L}$ $[Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{10^{-3}}{200.10^{-3}} = 5.10^{-3} \text{ mol/L}$ $[Cl^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{10^{-3}}{200.10^{-3}} = 5.10^{-3} \text{ mol/L}$ $[CH_3COO^-] = ([Na^+] + [H_3O^+]) - ([OH^-] + [Cl^-])$ or $[OH^-] \ll [H_3O^+]$ $\rightarrow [CH_3COO^-] = ([Na^+] + [H_3O^+]) - [Cl^-] = [H_3O^+] = 2,51.10^{-4} \text{ mol/L}$ (car $[Na^+] = [Cl^-]$) $[CH_3COOH] = ([Na^+] - [CH_3COO^-])$ $\rightarrow [CH_3COOH] = 5.10^{-3} - 2,51.10^{-4} = 4,75.10^{-3} \text{ mol/L}$ Donc :</p>
	Questions-réponses	Calculez la quantité d'ions H_3O^+ restant dans le mélange et celle d'ions CH_3COO^- restant dans le mélange	Les élèves exécutent	<p>- Quantité d'ions H_3O^+ restant dans le mélange $n_{\text{restant}}(H_3O^+) = [H_3O^+]_{\text{mélange}} \times V_m$ $n_{\text{restant}}(H_3O^+) = 2,51.10^{-4} \times 200.10^{-3} = 5,02.10^{-5} \text{ mol}$</p> <p>- Quantité d'ions CH_3COO^- restant dans le mélange $n_0(CH_3COO^-) = [CH_3COO^-]_{\text{mélange}} \times V_m$ $n_{\text{restant}}(CH_3COO^-) = 2,51.10^{-4} \times 200.10^{-3} = 5,02.10^{-5} \text{ mol}$ (on a introduit les mêmes quantités et il reste les mêmes quantités donc ces ions ont réagi en égale quantité)</p>
		Tirez-en une conclusion	Les ions CH_3COO^- réagissent avec les ions H_3O^+ en égale quantité	<p>3.3. Conclusion (lorsqu'on mélange une solution d'éthanoate de sodium et une solution d'acide chlorhydrique). Les ions CH_3COO^- réagissent avec les ions H_3O^+ en égale quantité (cette réaction est partielle) selon l'équation :</p>

<p>Développement (suite)</p>	<p>Travail de groupe</p>	<p>Le professeur donne la notion d'équilibre chimique entre l'ion éthanoate et l'acide éthanoïque.</p>		$CH_3COO^- + H_3O^+ \xrightarrow{\text{partielle}} CH_3COOH + H_2O$ <p>3.4. Notion d'équilibre chimique</p> <ul style="list-style-type: none"> - L'acide éthanoïque réagit avec l'eau selon : $CH_3COOH + H_2O \xrightarrow{\text{partielle}} CH_3COO^- + H_3O^+ \quad \textcircled{1}$ <ul style="list-style-type: none"> - L'ion éthanoate réagit avec l'ion hydronium selon : $CH_3COO^- + H_3O^+ \xrightarrow{\text{partielle}} CH_3COOH + H_2O \quad \textcircled{2}$ <p>Ces réactions (① et ②) sont inverses l'une de l'autre. Elles ont lieu simultanément (<i>au cours de la dissolution de CH₃COOH par exemple</i>), se limitent mutuellement (<i>l'une et l'autre</i>) et conduisent à un état d'équilibre chimique traduit par une double flèche (\rightleftharpoons) pour indiquer que la réaction est limitée et réversible.</p> <p>Son équation-bilan s'écrit alors :</p> $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ <p>Remarque :</p> <p>La réaction d'un acide faible et d'une base faible avec l'eau est limitée et réversible. Son équation s'écrit avec une double flèche.</p> <p>Exemple :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ <ul style="list-style-type: none"> - Réaction de l'ion éthanoate avec l'eau $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$
	<p>Questions-réponses</p>	<p>Le professeur précise que l'équation-bilan de la réaction d'un acide faible et d'une base faible avec l'eau s'écrit avec une double flèche</p>		