FICHE DE LEÇON

Classe(s) : **Terminale D**
THEME : **CHIMIE GÉNÉRALE**

TITRE DE LEÇON : **ACIDE FAIBLE – BASE FAIBLE**
Durée : 4 h

HABILETÉS	CONTENU
Définir	un acide faible.
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction d'un acide faible avec l'eau.
Expliquer	l'équilibre chimique.
Citer	quelques acides faibles.
Connaître	l'expression du coefficient d'ionisation d'un acide faible.
Expliquer	l'effet de dilution sur l'ionisation d'un acide faible.
Déterminer	les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans une solution d'acide faible.
Définir	une base faible.
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction d'une base faible avec l'eau.
Citer	quelques bases faibles.
Connaître	l'expression du coefficient d'ionisation d'une base faible.
Expliquer	l'effet de dilution sur l'ionisation d'une base faible.
Déterminer	les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans une solution de base faible.

SITUATION D'APPRENTISSAGE

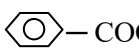
Au cours d'une séance de Travaux Pratiques de chimie en Terminale D au Collège IGES de Yopougon - sideci, les élèves disposent de solutions aqueuses d'acide chlorhydrique, d'acide éthanoïque, de soude et d'ammoniac de même concentration molaire volumique ainsi que le matériel nécessaire. Après les mesures des pH de ces solutions, les élèves constatent que leurs valeurs sont différentes.
Pour comprendre la différence entre ces valeurs de pH, ils entreprennent d'écrire les équations-bilans des réactions chimiques de ces produits avec l'eau, d'expliquer l'équilibre chimique, l'effet de dilution sur l'ionisation d'un acide faible et d'une base faible et de déterminer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans une solution d'acide faible et de base faible.

Matériel par poste de travail	**Supports didactiques**
Électrolyseur - Alimentation continue 6 V – 12 V - Solutions d'acide éthanoïque - Solution d'éthanoate de sodium - Solution d'acide chlorhydrique - pH-mètre - Multimètres - Rhéostat - Béchers - Fil de connexion - - Lampes	**Supports didactiques:** - ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D **Bibliographie** **Bibliographie:** ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D. - ▪ Guide et programmes Terminale D.

Plan de la leçon

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du professeur	Activités des élèves	Trace Ecrite
Présentation	Questions/ réponses	Rappels/pré requis ▪ Acide fort ▪ Base forte	Les élèves répondent aux questions	**ACIDE FAIBLE – BASE FAIBLE**
Développement	Questions/réponses Expérimentation	-Le professeur fait lire la situation par un élève. . Que décident de faire les élèves Activité1 : Nommer les **acide α- aminé**	- Un élève lit la situation les nouvelles. .	1 – **ACIDE ETHANOÏQUE :** 1.**1 – Dissolution dans l'eau.** Les étapes de la dissolution de l'acide éthanoïque CH_3-COOH sont : - L'ionisation de la molécule en ions éthanoate CH_3-COO^- et *** H^+. - La fixation des ions H^+ par les molécules d'eau (H_2O) pour former des ions H_3O^+. - La dispersion et la solvatation des ions. Le bilan de la réaction est : $CH_3-COOH + H_2O \xrightarrow{\text{totale?}} CH_3-COO^- + H_3O^+$ Cette réaction est – elle totale ? 1.**2 – Etude quantitative.** La mesure du pH d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C = 10^{-2}$ mol.L^{-1} donne 3,4 à 25 °C. Déterminons la composition de la solution. a) Inventaire des espèces : H_3O^+, OH^-, CH_3-COO^-, **CH_3-COOH restante**, H_2O b) Calcul des concentrations :

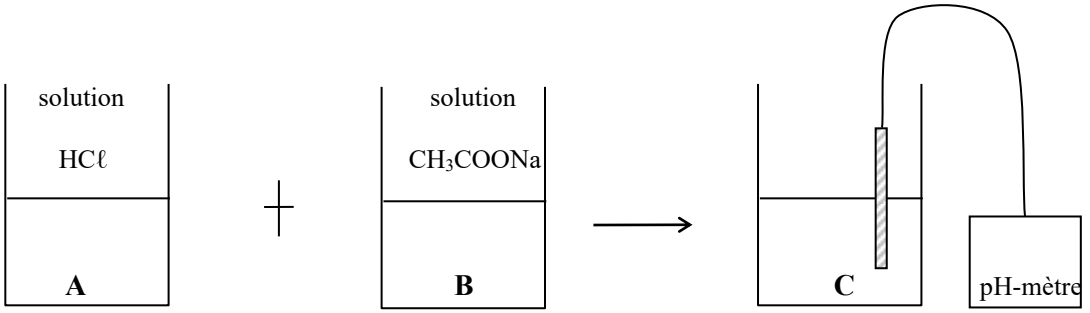
Développement **(suite)**	Travail de groupe	:	. .	* pH = 3,4 ==> $[H_3O^+] = 10^{-3,4} = 4.10^{-4}$ mol.L^{-1} * Ke = $[H_3O^+]_x[OH^-]$ ==> $[OH^-] = Ke / [H_3O^+] = 10^{-10,6} = 2,5.10^{-11}$ mol.L^{-1} * <u>EN</u> : $[CH_3-COO^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$ ==> $[CH_3-COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-] = 10^{-3,4} - 10^{-10,6} \approx 4.10^{-4}$ mol.L^{-1} * <u>CM</u> : $[CH_3-COOH]$ initiale = $[CH_3-COOH]$ disparue + $[CH_3-COOH]$ restante avec $[CH_3-COOH]$ initiale = C et $[CH_3-COOH]$ disparue = $[CH_3-COO^-]$ ==> C = $[CH_3-COO^-]$ + $[CH_3-COOH]$ restante ==> $[CH_3-COOH]$ restante = C - $[CH_3-COO^-] = 10^{-2} - 4.10^{-4} = 96.10^{-4}$ mol.L^{-1} c) <u>Conclusion</u> : $[CH_3-COOH]$ restante ≠ 0 mol.L^{-1}. la solution contient des molécules CH_3-COOH. Toutes les molécules n'ont pas été ionisées. La réaction entre CH_3-COOH et l'eau est **partielle** ou **limitée** : On dit que CH_3-COOH est un **acide faible**. Bilan : $CH_3-COOH + H_2O \xrightarrow{\text{limitée}} CH_3-COO^- + H_3O^+$ d) <u>Cœfficient d'ionisation</u> : On appelle **Cœfficient d'ionisation** (**α**), le rapport entre la quantité d'acide ayant réagit et la quantité d'acide initiale. Pour le cas étudié : α = $[CH_3-COO^-]$ / C = $4.10^{-4} / 10^{-2} = 4.10^{-2} = 0,04$ soit 4% **<u>NB</u> : α croit avec la dilution**. (Plus C est faible, plus α est grand). Exemple : C = 10^{-2} mol.L^{-1} ==> α = 4% C = 10^{-3} mol.L^{-1} ==> α = 13

Développement **(suite)**	Questions/réponses Travail individuel			$\alpha = \frac{\eta \text{ acide ionisée}}{\eta \text{ acide initiale}} = \frac{[\text{acide}] \text{ ionisée}}{C}$ **Activité d'application 1** Une solution d'acide méthanoïque, de concentration molaire 0,05 mol./L a un pH de 2,5 1- Ecris l'équation –bilan de la réaction de l'acide méthanoïque dans l'eau. Cette réaction est-elle totale 2- Définis les espèces chimique présentes en solution 3- Calcule la concentration molaire volumique de chacune d'elles 4- Déduis le coefficient d'ionisation de l'acide méthanoïque dans la solution étudiée **1.3 – Définition.** **Un acide faible** est un soluté qui s'ionise partiellement dans l'eau en libérant des ions H_3O^+. Exemples : - Les acides carboxyliques : R— COOH - Acide chloroéthanoïque : Cℓ— CH_2 — COOH ( — COOH) - Acide benzoïque : C_6H_5 — COOH - Ion ammonium : NH_4^+ - Ion méthylammonium : CH_3 — NH_3^+ **Activité d'application 2** L'acide perchlorique $HClO_4$ et l'acide iodhydrique HI sont des acides forts dans l'eau L'acide propanoïque C_2H_5COOH ; l'acide borique HBO_2 et l'ion méthyl ammonium $CH_3NH_3^+$ sont des acides faibles dans l'eau 1- Que signifie acide fort et acide faible ?

Développement **(suite)**	Expérimentation Travail de			2- Ecrire l'équation –bilan de la réaction de chacun de ces corps dans l'eau 3- Recenser pour chaque réaction les espèces chimiques présentes dans la solution aqueuse **2– <u>ETHANOATE DE SODIUM</u> :** 2.**1 – <u>Dissolution dans l'eau</u>.** * L'éthanoate de sodium CH_3COONa est un composé ionique constitué d'ions CH_3COO^- et Na^+. * Les étapes de la dissolution sont : - Dislocation **totale** du cristal ionique et libération des ions CH_3COO^- et Na^+ : $CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$ - Chaque ion CH_3COO^- prend un proton H^+ à une molécule d'eau (H_2O) pour former CH_3COOH et OH^-. - La dispersion et la solvatation des espèces en solution. * La réaction entre CH_3COO^- et l'eau produit des ions OH^- : CH_3COO^- est une base. Bilan de la réaction : $CH_3COO^- + H_2O \xrightarrow{\text{totale?}} CH_3COOH + OH^-$ Cette réaction est – elle totale ? 2.**2 – <u>Etude quantitative</u>.** A 25 °C, une solution d'éthanoate de sodium de concentration $C = 10^{-2}$ mol.L^{-1} a un pH = 8,4. Déterminons la composition de la solution. a) <u>Inventaire des espèces</u> : H_3O^+, OH^-, Na^+, CH_3COOH, **CH_3COO^- restante**, H_2O b) <u>Calcul des concentrations</u> : * pH = 8,4 ==> $[H_3O^+] = 10^{-8,4} = 3,98.10^{-9}$ mol.L^{-1} * $Ke = [H_3O^+]_x[OH^-]$ ==> $[OH^-] = Ke/[H_3O^+] = 10^{-5,6} = 2,5.10^{-6}$ mol.L^{-1} * $[Na^+] = [CH_3COONa]$ initiale = $[CH_3COO^-]$ initiale = $C = 10^{-2}$ mol.L^{-1} * <u>EN</u> : $[CH_3COO^-]$ restante + $[OH^-] = [H_3O^+] + [Na^+]$ ==> $[CH_3COO^-]$ restante = $[H_3O^+]+[Na^+]-[OH^-] \approx [Na^+]-[OH^-] = 99,98.10^{-4}$ mol.L^{-1}

	groupe Questions/réponses Questions/réponses Expérimentation Travail de groupe Travail individuel Travail de groupe Questions/réponses		Chaque élève prend la solution dans son cahier .	* CM : $[CH_3COO^-]$ initiale = $[CH_3COO^-]$ disparue + $[CH_3COO^-]$ restante avec $[CH_3COO^-]$ initiale = C et $[CH_3COO^-]$ disparue = $[CH_3COOH$ ==> C = $[CH_3COOH]$ + $[CH_3COO^-]$ restante ==> $[CH_3COOH]$ = C - $[CH_3COO^-]$ restante = $10^{-2} - 99{,}9810^{-4} = 2{,}5.10^{-6}$ mol.L^{-1} c) Conclusion : $[CH_3COO^-]$ restante $\neq 0$ mol.L^{-1}. La solution contient des ions CH_3COO^-. Compte tenu des valeurs, très peu d'ions ont réagi. La réaction entre CH_3COO^- et l'eau est **partielle** ou **limitée** : On dit que CH_3COO^- est une **base faible**. Bilan de la réaction : $CH_3COO^- + H_2O \xrightarrow{\text{limitée}} CH_3COOH + OH^-$ **2.3 – Définition.** **Une base faible** est un soluté qui réagit partiellement avec l'eau en libérant des ions H_3O^+. Exemples : - Les ions carboxylates : R— COO^- - Ion carbonate : CO_3^{2-} - Ion hypochlorite : $C\ell O^-$ - Ammoniac : NH_3 - Méthylamine : $CH_3 — NH_2$; éthylamine $C_2H_5 – NH_2$ - méthanoate de sodium : C_6H_5- COONa **3– EQUILIBRE CHIMIQUE :** **3.1 – Action des ions H_3O^+ sur les ions CH_3COO^-.** **a) Expérience :** Dans V_B =100 mL d'une solution (B) d'éthanoate de sodium de concentration $C_B = 10^{-2}$ mol.L^{-1} et de pH = 8,4 , on ajoute V_A = 100 mL d'une solution (A) d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-2}$ mol.L^{-1}.

Le mélange (C) obtenu à un pH = 3,6.



$C_A = 10^{-2}$ mol.L⁻1	$C_B = 10^{-2}$ mol.L⁻1	mélange
V_A = 100 mL	V_B = 100 mL	$V_C = V_A + V_B$ = 200 mL
pH = 2	pH = 8,4	pH mesuré = 3,6

Chaque élève prend la solution dans son cahier

b) <u>Exploitation</u> :

* <u>Evolution des ions H_3O^+</u> :

$$\Delta n(H_3O^+) = n(H_3O^+)_C - n(H_3O^+)_A = [H_3O^+]_C \times V_C - [H_3O^+]_A \times V_A$$
$$= 10^{-pH_C} \times V_C - 10^{-pH_A} \times V_A$$
$$= 10^{-3,6} \times 100.10^{-3} - 10^{-2} \times 100.10^{-3} \approx -95.10^{-5} \text{ mol}$$

* <u>Quantité d'ions CH_3COO^- dans B</u> :

$$n(CH_3COO^-)_B = C_B.V_B = 10^{-2} \times 100.10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol}$$

* <u>Quantité de CH_3COO^- et CH_3COOH dans C</u> :

EVALUATION		**Activité 3** **Situation** **D'évaluation** Le professeur accorde un temps de recherche. Un élève est envoyé au tableau pour la correction. Le professeur valide le corrigé	Chaque élève prend la solution dans son cahier	▪ Espèces : H_3O^+, OH^-, Na^+, $C\ell^-$, CH_3COO^-, CH_3COOH, H_2O ▪ pH = 3,6 => $[H_3O^+] = 10^{-3,6}$ mol.L^{-1} ▪ Ke => $[OH^-] = 10^{-10,4}$ mol.L^{-1} ▪ Na^+ et $C\ell^-$ spectateurs => $[Na^+] = C_B \times V_B / V_C = 5.10^{-3}$ mol.L^{-1} $[C\ell^-] = C_A \times V_A / V_C = 5.10^{-3}$ mol.L^{-1} ▪ EN : $[CH_3COO^-] + [C\ell^-] + [OH^-] = [Na^+] + [H_3O^+]$ => $[CH_3COO^-] = \cancel{[Na^+]} + [H_3O^+] - [OH^-] - \cancel{[C\ell^-]} = 10^{-3,6}$ mol.L^{-1} => $n(CH_3COO^-)_C = [CH_3COO^-]_x V_C = 10^{-3,6} \times 200.10^{-3} \approx 5.10^{-5}$ mol ▪ CM : $n(CH_3COO^-)_B = n(CH_3COO^-)_C + n(CH_3COOH)_C$ => $n(CH_3COOH)_C = n(CH_3COO^-)_B - n(CH_3COO^-)_C$ $= 10^{-3} - 5.10^{-5} = +95.10^{-5}$ mol * Evolution des ions CH_3COO^- : $\Delta n(CH_3COO^-) = n(CH_3COO^-)_C - n(CH_3COO^-)_B = 5.10^{-5} - 10^{-3} \approx -95.10^{-5}$ mol. **c) Conclusion.** * $\Delta n(CH_3COO^-) = \Delta n(H_3O^+) < 0$: Des ions H_3O^+ et CH_3COO^- ont été consommés. * $n(CH_3COOH)c = \lvert \Delta n(CH_3COO^-) \rvert = \lvert \Delta n(H_3O^+) \rvert$ Les ions H_3O^+ et CH_3COO^- ont réagi pour donner des molécules de CH_3COOH suivant l'équation bilan : $CH_3COO^- + H_3O^+ \rightarrow CH_3COOH + H_2O$ **3.2 – Equilibre chimique.** L'acide éthanoïque réagit avec l'eau suivant le bilan : $CH_3COOH + H_2O \xrightarrow{\text{limitée}} CH_3COO^- + H_3O^+$ (1)

EVALUATION	Travail de groupe	**Activité 5** **Situation** **D'évaluation** Le professeur accorde un temps de recherche. Un élève est envoyé au tableau pour la correction. Le professeur valide le corrigé.	Chaque élève prend la solution dans son cahier	L'ion éthanoate réagit avec l'ion hydronium suivant le bilan : $CH_3COO^- + H_3O^+ \longrightarrow CH_3COOH + H_2O$ (2) Ces réactions sont inverses l'une de l'autre. Au cours de la dissolution dans l'eau de CH_3COOH, (1) et (2) ont lieu simultanément et se limitent mutuellement.(Aucune ne pourra être totale). Elles conduisent à **un état d'équilibre chimique** traduit par $\rightleftharpoons$ pour indiquer que la réaction est **limitée** et **réversible**. **NB :** ***La réaction d'un acide faible et d'une base faible avec l'eau est limitée et réversible. L'équation bilan s'écrit avec une double flèche.*** $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ **Activité d'application 3** L'ion éthanoate $C_2H_5O^-$; l'ion amidure NH_2^- l'hydroxyde de potassium KOH sont des bases fortes dans l'eau L'éthylamine $C_2H_5NH_2$; l'ion sulfite SO_3^{2-} et l'ion hydrogénosulfure HS^- sont des bases faibles

				dans l'eau 1- Que signifie base forte et base faible 2- Ecrire l'équation –bilan de la réaction de chacun de ces corps dans l'eau 3- Recenser pour chaque réaction les espèces chimiques présentes dans la solution aqueuse SITUATION D'EVALUATION Une solution d'acide fluorhydrique HF, à 0,1 mol/L et une solution d'acide arsénique $HASO_4$, de concentration 0,01 mol/L ont sensiblement le même pH, soit 2,1 1- Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de chacun de ces acides avec l'eau 2- Dire simplement pourquoi ces deux acides sont faibles 3- Quel est qualitativement, de ces deux acides, celui qui est le plus ionisé ? 4- Pour chacune des deux solutions, calculer les concentrations des espèces chimiques présentes 5- Calculer le coefficient d'ionisation de chaque acide

	Travail individuel			

EVALUATION				