

FICHE DE LEÇON

Classe(s) : Terminale D**THEME : CHIMIE GÉNÉRALE****TITRE DE LEÇON : SOLUTIONS AQUEUSES – NOTION DE pH****Durée : 4 h**

HABILETÉS	CONTENUS
Connaître	quelques propriétés de l'eau.
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.
Définir	le produit ionique de l'eau.
Déterminer	- la concentration molaire volumique d'une espèce chimique en solution aqueuse. - la concentration massique volumique d'une espèce en solution.
Vérifier	l'électroneutralité d'une solution aqueuse.
Définir	le pH d'une solution aqueuse.
Connaître	la limite de validité de la relation : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$.
Utiliser	- l'expression du produit ionique de l'eau. - l'électroneutralité d'une solution aqueuse. - la relation de conservation de la matière.
Déterminer	le pH d'une solution aqueuse.
Classer	les solutions aqueuses en fonction de leur pH.

SITUATION D'APPRENTISSAGE

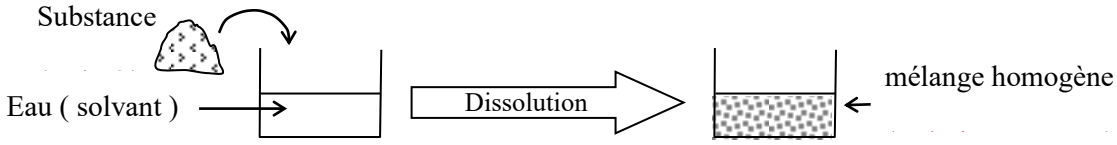
Une élève de Terminale D du Collège IGES de Yopougon – Sidéci échange avec son frère aîné étudiant en chimie. Elle apprend que l'eau est un solvant dipolaire. Cette propriété particulière lui permet de disloquer, d'ioniser et d'hydrater des composés chimiques.

Le lendemain, elle partage ces informations avec ses camarades de classe. Voulant en savoir davantage, ils décident ensemble, de connaître quelques propriétés de l'eau, de vérifier l'électroneutralité d'une solution aqueuse, de déterminer le pH de solutions aqueuses et de les classer.

<u>Matériel par poste de travail</u>	<u>Supports didactiques</u>
Alimentation continue - Galvanomètre - Electrolyseur - Fiole jaugée - Composé ionique (CuSO_4 , CuCl_2 ou BaCl_2) - Eau distillé - Balance - Verrerie (fioles jaugées, pipettes jaugées, béchers, ballons à fond plat,...) - pH-mètre - Papier pH - Solution d'acide - Solution de base - Boissons diluées - Produits domestiques dilués - Solutions tampons -	<u>Supports didactiques:</u> - ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D <u>Bibliographie</u> <u>Bibliographie:</u> ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D. - ▪ Guide et programmes Terminale D.

Plan de la leçon

1 – RAPPELS – DEFINITIONS :**1.1 – Solution aqueuse.****1.2 – Dissolution d'un composé ionique.****1.3 – Concentrations molaires volumiques.****1.4 – Electroneutralité.****2 – AUTO PROTOLYSE DE L'EAU :****2.1 - Expérience :****2.2 - Exploitation****2.3 - Conclusion****3 – PRODUIT IONIQUE DE L'EAU :****4 – PH D'UNE SOLUTION AQUEUSE :****4.1 – Définition****4.2 – Mesure de pH.****4.3 – Classification des solutions.****4.4 – Les indicateurs colorés.**

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du professeur	Activités des élèves	Trace Ecrite
Présentation	Questions/ réponses	Rappels/pré requis Les composés ioniques (voir en 2 nd C). ▪ Les solutions acides et basiques.	Les élèves répondent aux questions	SOLUTIONS AQUEUSES – NOTION DE pH
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. .	<u>SITUATION D'APPRENTISSAGE</u> Une élève de Terminale D du Collège IGES de Yopougon – Sidéci échange avec son frère aîné étudiant en chimie. Elle apprend que l'eau est un solvant dipolaire. Cette propriété particulière lui permet de disloquer, d'ioniser et d'hydrater des composés chimiques. Le lendemain, elle partage ces informations avec ses camarades de classe. Voulant en savoir davantage, ils décident ensemble, de connaître quelques propriétés de l'eau, de vérifier l'électroneutralité d'une solution aqueuse, de déterminer le pH de solutions aqueuses et de les classer. 1 – <u>RAPPELS – DEFINITIONS</u> : 1.1 – <u>Solution aqueuse.</u> La solution aqueuse est le mélange homogène obtenu en dissolvant dans l'eau (solvant) une substance (soluté) solide, liquide ou gazeuse. 

Développement (suite)	Travail de groupe	:	1.2 – <u>Dissolution d'un composé ionique.</u> * La dissolution dans l'eau d'un composé ionique se fait en trois étapes : - Dislocation du cristal ionique et libération des ions, - Dispersion des ions dans toute la solution, - Solvation ou hydratation des ions : les ions sont entourés de molécules d'eau pour former un écran électrostatique. * La dissolution s'accompagne d'effets thermiques et de la coloration de la solution par certains ions. * La solution aqueuse obtenue contient des ions : on l'appelle solutions aqueuses ioniques. 1.3 – <u>Concentrations molaires volumiques.</u> La concentration C d'une solution de volume V, obtenue en dissolvant une quantité de matière n d'un soluté est donnée par la relation : $(\text{mol/L}) \longleftarrow C = \frac{n}{V} \begin{array}{l} \nearrow (\text{mol}) \\ \searrow (\text{L}) \end{array}$ * <u>Concentration massique</u> C'est le quotient de la masse dissoute m_A d'une substance A par le volume V de la solution : $(\text{g.L}^{-1}) \longleftarrow \varrho_A = \frac{m_A}{V} \begin{array}{l} \nearrow (\text{g}) \\ \searrow (\text{L}) \end{array}$
--	--------------------------	----------	--

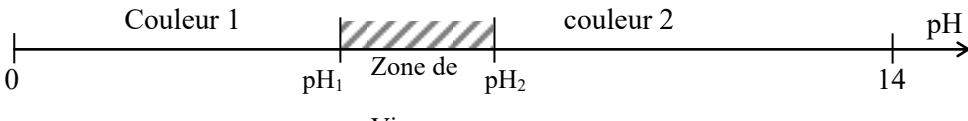
Développement (suite)	Questions/réponses Travail individuel			<u>Remarque</u> : On définit aussi les concentrations massiques volumiques. ▪ Pour le soluté : $C_{(g/L)} = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{volume de la solution}} = \frac{m_{(g)}}{V_{(L)}}$ ▪ Pour une espèce en solution : $[A]_{(g/L)} = \frac{\text{masse de A}}{\text{volume de la solution}} = \frac{m_{(g)}}{V_{(L)}}$ ▪ $C_{(g/L)} = m / V = (n \cdot M) / V = (n / V) \cdot M = M \cdot C_{(mol/L)}$ <u>Activité d'application 1</u> On dissout une masse $m = 0,27 \text{ g}$ de chlorure de cuivre II (CuCl_2) dans un volume $V = 500 \text{ mL}$ d'eau pure. 1. Calculer la concentration massique volumique de la solution 2. Calculer la concentration molaire volumique de la solution 3. Donner les espèces chimiques ioniques dans la solution 4. Calculer leur concentration molaire volumique On donne : $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g/mol}$ <u>Remarque Dilution des solutions</u> • La dilution d'une solution consiste à augmenter le volume de cette solution. Cela entraîne la variation de la concentration des espèces chimiques qu'elle contient. • Au cours de la dilution, la quantité de matière des solutés ne change pas.
---	---	--	--	--

Développement (suite)	Expérimentation Travail de groupe			$n_f = n_i \Rightarrow C_f V_f = C_i V_i$ Soit : $C_f = \frac{C_i V_i}{V_f}$ <u>Activité d'application</u> Une solution A a une concentration volumique $C_i = 1 \text{ mol.L}^{-1}$. Quel d'eau doit-on ajouter à 10 mL de A pour obtenir une concentration finale de $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$? <u>Résolution</u> $V_{\text{eau}} = 90 \text{ mL}$ 1.4 – <u>Electroneutralité.</u> Toute solution aqueuse est électriquement neutre : Les charges électriques négatives des anions sont compensés par les charges électriques positives des cations. Cela se traduit par l'équation d'électroneutralité : $\sum \alpha [\text{anions}] = \sum \beta [\text{cations}]$ avec α et β le nombre des charges électriques élémentaires portées par les ions 2 – <u>AUTO PROTOLYSE DE L'EAU :</u> 2.1 - <u>Expérience :</u>
---	---	--	--	--

	Questions/réponses			<u>Conductibilité de l'eau :</u> 2.2 - Exploitation : L'eau conduit le courant électrique ; l'eau contient en plus des molécules d'eau, des ions qui sont : - les ions hydronium ou oxonium H_3O^+ - les ions hydroxyde OH^- 2.3 - Conclusion : Les ions H_3O^+ et OH^- de l'eau résultent de la réaction d'équilibre chimique qui se déroule dans l'eau. Cette réaction est appelée réaction d'autoprotolyse de l'eau dont l'équation bilan est : $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ 3 – PRODUIT IONIQUE DE L'EAU : Pour l'eau et toutes les solutions aqueuses, les produits des concentrations des ions H_3O^+ et OH^- est une constante notée K_e et appelée produit ionique de l'eau.
--	--------------------	--	--	--

			Chaque élève prend la solution dans son cahier	$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-]$ Ke est sans unité et sa valeur ne dépend que de la température. <u>Exemples</u> : à $T = 25^\circ C$ $K_e = 10^{-14}$ à $T = 60^\circ C$ $K_e = 9,6.10^{-14}$ 4 – PH D'UNE SOLUTION AQUEUSE : 4.1 – Définition. Le pH caractérise la concentration en ions H_3O^+ d'une solution aqueuse. Le pH est défini par la relation : $[H_3O^+] = 10^{-pH} \iff pH = -\text{Log}([H_3O^+])$ Cette relation n'est valable que pour les solutions de faible concentration. ($C \leq 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$) <u>Activité d'application 2</u> Une solution aqueuse a un pH = 3,1 1. Calculer la concentration molaire des ions hydronium H_3O^+ En déduire celle des ions hydroxydes OH^-. On donne $K_e = 10^{-14}$ 4.2 – Mesure de pH. * On mesure le pH d'une solution avec un papier pH ou un pH-mètre. * Le pH-mètre est un voltmètre qui mesure la tension entre deux électrodes (demi-piles) : - Electrode de référence ou standard dont le potentiel est constant. - Electrode de verre dont le potentiel dépend du pH de la solution. Ces deux électrodes peuvent être combinées ou séparées. * Mesurons le pH de quelques solutions : à $25^\circ C$ - Coca cola pH = 2,5 - Eau distillée pH = 7 - Jus de citron pH = 2,3
--	--	--	--	---

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	- Vinaigre pH = 3 - Eau de robinet pH = - Eau de chaux pH = 12,5 - Eau de mer pH = 8 - Savon pH de 9 à 10 4.3 – Classification des solutions. En fonction de la valeur de son pH, une solution aqueuse est dite acide, basique ou neutre. Solution [H₃O⁺] > [OH⁻] [H₃O⁺] = [OH⁻] [H₃O⁺] < [OH⁻] REMARQUE Quel que soit la solution aqueuse $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_e$ Pour une solution neutre : $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_e}$ $pH = \frac{1}{2} pK_e$ avec $pK_e = -\log K_e$ A 25°C $K_e = 10^{-14}$; d'où $pK_e = 14 \leftrightarrow pH = 7$ - pour une solution acide, $[H_3O^+] > [OH^-] \leftrightarrow [H_3O^+] > \sqrt{K_e}$ $pH \geq \frac{1}{2} pK_e$ A 25°C, pour une solution basique, $[H_3O^+] < [OH^-] \leftrightarrow [H_3O^+] < \sqrt{K_e}$ $pH \leq \frac{1}{2} pK_e$ 4.4 – Les indicateurs colorés. Voir tableau page 38 du livre AREX Terminale C et D) Un indicateur coloré est un produit chimique qui prend des couleurs différentes en fonction du pH de la solution ou il se trouve. Il possède généralement une zone de virage.
------------	--	--	--	---

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	Il permet de déterminer l'ordre de grandeur du pH d'une solution aqueuse.  SITUATION D'EVALUATION Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe a pour tâche de vérifier l'électroneutralité d'une solution. Ton groupe dispose de 250 mL de solution S_0 en mélangeant, à 25°C: • 25 mL d'une solution de NaCl à $0,80 \text{ mol. L}^{-1}$; • 50 mL de solution de CaBr_2 à $0,50 \text{ mol. L}^{-1}$; • 10,30 g de bromure de sodium NaBr solide puis en complétant avec de l'eau distillée. 1. Détermine la masse de CaCl_2 à dissoudre 2. Ecrire l'équation- bilan de la dissolution de chacun des trois composés ioniques 3. Détermine la quantité de matière, puis la concentration molaire de chacun des ions présents en solution. 4. Vérifie l'électroneutralité de la solution. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les ions présents et que le pH de la solution est égal à 7. On donne : $M_{\text{Ca}} = 40 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Br}} = 80 \text{ g/mol}$
------------	-------------------	---	--	---

--	--	--	--	--

	Travail individuel			
--	-----------------------	--	--	--

EVALUATION				
-------------------	--	--	--	--

FICHE DE LEÇON

Classe(s) : Terminale D**THEME : CHIMIE GÉNÉRALE****TITRE DE LEÇON : ACIDE FORT – BASE FORTE****Durée : 4 h**

HABILETÉS	CONTENU
Définir	un acide fort.
Citer	quelques mono acides forts.
Connaître	les caractéristiques de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau.
Connaître	- la relation $\text{pH} = -\log C$ pour un monoacide fort. - les limites de validité de la relation $\text{pH} = -\log C$.
Définir	une base forte.
Citer	quelques mono bases fortes.
Connaître	les caractéristiques de la réaction de dissolution d'une monobase forte dans l'eau.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction de dissolution d'une monobase forte dans l'eau.
Connaître	- la relation $\text{pH} = 14 + \log C$ pour une monobase forte. - les limites de validité de la relation $\text{pH} = 14 + \log C$.
Utiliser	les relations $\text{pH} = -\log C$ et $\text{pH} = 14 + \log C$.
Connaître	l'utilité domestique des acides forts et des bases fortes.
Déterminer	- la nature d'un mélange d'une solution d'acide fort et de base forte. - les concentrations molaires volumiques présentes dans un mélange de solutions aqueuses.
Calculer	le pH d'un mélange : - de deux solutions d'acide fort ; - de deux solutions de base forte ; - d'une solution d'acide fort et d'une solution de base forte.
Exploiter	les équations-bilans des réactions de dissolution d'un acide fort et d'une base forte.

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève de Terminale D du Collège le SAVANT 2 de Yopougon-béago se rend dans un supermarché pour des achats. Il lit sur les étiquettes des bouteilles ci-contre, les informations suivantes : « ACIDE CHLORHYDRIQUE-DETARTRANT-DECAPANT » et « LESSIVE DE SOUDE – DECAPANT ». Il ne comprend pas les inscriptions portées sur les étiquettes de ces produits.

Le lendemain, il partage ces informations avec ses camarades de classe. Ensemble, ils décident de s'informer sur les solutions aqueuses de chlorure d'hydrogène et d'hydroxyde de sodium, d'écrire les équation-bilans de leurs réactions chimiques avec l'eau et de déterminer les pH de ces solutions aqueuses et de leur mélange.

<u>Matériel par poste de travail</u>	<u>Supports didactiques</u>	
- Chlorure d'hydrogène gazeux - Solution de HCl - NaOH solide - Solution de NaOH - Alimentation continue - Electrolyseur - Multimètres - Thermomètre - Solution de nitrate d'argent - pH-mètre - Papier pH -	<u>Supports didactiques:</u>	
	- ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D <th data-bbox="793 483 1520 521"><u>Bibliographie</u></th> <td data-bbox="793 521 1520 891"> <u>Bibliographie:</u> ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D. - ▪ Guide et programmes Terminale D. </td>	<u>Bibliographie</u>

Plan de la leçon

. 1 – LA SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE D'HYDROGENE :

1.1 – Préparation

1.2 – Propriétés.

1.3 – Etude quantitative.

1.4 – Solution d'acide chlorhydrique et pH.

1.5 – Autres acides forts.

1.6 – Généralisation.

2 – LA SOLUTION AQUEUSE D'HYDROXYDE DE SODIUM :

2.1 – Préparation

2.2 – Propriétés.

2.3 – Etude quantitative

2.4 – Solution de soude et pH.

2.5 – Autres bases fortes.

2.6 – Généralisation.

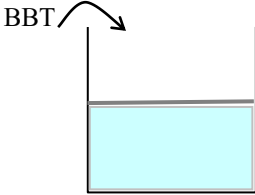
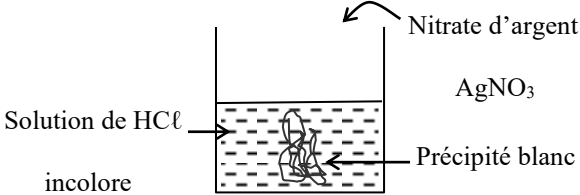
3 – ESPECES MAJORITAIRES ET MINORITAIRE :

4- REACTION ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE

4.1 Caractéristiques de la réaction

4.2 Equivalence acido-basique

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du professeur	Activités des élèves	Trace Ecrite
Présentation	Questions/ réponses	Rappels/pré requis ▪ Les solutions acides et basiques. ▪ Produit ionique de l'eau. ▪ Electroneutralité. ▪ Relation $\text{pH} = -\text{Log}([\text{H}_3\text{O}^+])$.	Les élèves répondent aux questions	ACIDE FORT – BASE FORTE
Développement	Questions/réponses Expérimentation	-Le professeur fait lire la situation par un élève. Que décident de faire les élèves Activité 1 :	- Un élève lit la situation les nouvelles.	1 – LA SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE D'HYDROGENE : 1.1 – Préparation. a) Expérience : <u>Expérience du jet d'eau :</u> b) Exploitation – Conclusion : * Le gaz de chlorure d'hydrogène ($\text{H}-\text{Cl}$) se dissout facilement dans l'eau. L'eau monte rapidement dans le ballon pour occuper le vide laissé par le gaz : Cela provoque le jet d'eau. * Au touché, on constate que le ballon chauffe : la dissolution est exothermique. * La solution aqueuse obtenue est la solution d'acide chlorhydrique. Elle est incolore.

Développement (suite)	Travail de groupe	:	1.2 – Propriétés. a) Expériences :  La solution de HCl incolore devient jaune.  Formation d'un précipité blanc de chlorure d'argent. b) Exploitation – Conclusion : Le Bleu de Bromothymol (BBT) vire au jaune : la solution est Acide. Il y a un excès d'ions H_3O^+ apporté au cours de la dissolution du gaz HCl. Le précipité blanc de chlorure d'argent (AgCl) met en évidence la présence des ions Cl^-. Le chlorure d'hydrogène ($\text{H}-\text{Cl}$) se dissout dans l'eau en s'ionisant pour donner les ions H_3O^+ et Cl^-. Bilan de la réaction : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{totale?}} \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ Toutes les molécules mise dans l'eau, s'ionisent t-elles ? 1.3 – Etude quantitative. Une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 2$ à la température de $T = 25^\circ \text{C}$. Déterminons la composition de la solution.
---	--------------------------	----------	---

Développement (suite)	Questions/réponses Travail individuel			a) <u>Inventaire des espèces chimiques.</u> H_3O^+, OH^-, Cl^-, H_2O, HCl restant b) <u>Calcul des concentrations.</u> * $\text{pH} = 2 \implies [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ * $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \implies [\text{OH}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$ * <i>Electroneutralité:</i> $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$ $\implies [\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] = 10^{-2} - 10^{-12} \approx 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ * <i>Conservation de la matière :</i> $[\text{HCl}] \text{ initiale} = [\text{HCl}] \text{ disparue} + [\text{HCl}] \text{ restante}$ avec $[\text{HCl}] \text{ initiale} = C$ et $[\text{HCl}] \text{ disparue} = [\text{Cl}^-]$ $\implies C = [\text{Cl}^-] + [\text{HCl}] \text{ restante}$ $\implies [\text{HCl}] \text{ restante} = C - [\text{Cl}^-] = 10^{-2} - 10^{-2} = 0 \text{ mol.L}^{-1}$ c) <u>Conclusion :</u> $[\text{HCl}] \text{ restante} = 0 \text{ mol.L}^{-1}$. la solution ne contient pas de molécules HCl. Toutes les molécules ont été ionisées. La réaction entre HCl et l'eau est totale : On dit que HCl est un acide fort. Bilan de la réaction : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ (avec une flèche) <u>Activité d'application 1</u> On dissout 2 L de chlorure d'hydrogène gazeux dans 1 L d'eau a) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit b) détermine le pH de la solution. on donne $V_m = 24 \text{ L/mol}$ 1.4 – <u>Solution d'acide chlorhydrique et pH.</u>
--	---	--	--	--

Développement
(suite)

Expérimentat
ion

Travail de
groupe

a) Mesures :

On dispose de plusieurs solutions d'acide chlorhydrique de concentration C différentes.
La mesure des pH de ces solutions donne le tableau suivant :

Solution : C (mol.L ⁻¹)	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ⁻⁷	10 ⁻⁸
pH mesuré	1,1	2	3	4	5	6	6,8	7
On calcul : [H ₃ O ⁺] = 10 ^{-pH}	10 ^{-1,1}	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ^{-6,8}	10 ⁻⁷

b) Observations:

Pour les concentrations C telle que $10^{-6} \leq C \leq 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on a $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$.
Le pH étant donné par la relation $\text{pH} = -\text{Log} ([\text{H}_3\text{O}^+])$, on peut écrire $\text{pH} = -\text{Log} (C)$.

1.5 – Autres acides forts.

Monoacides :

Acide Nitrique **HNO₃** : $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$

Acide Bromhydrique **HBr** : $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$

Acide Iodhydrique **HI** : $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$

Diacide :

Acide Sulfurique **H₂SO₄** : $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

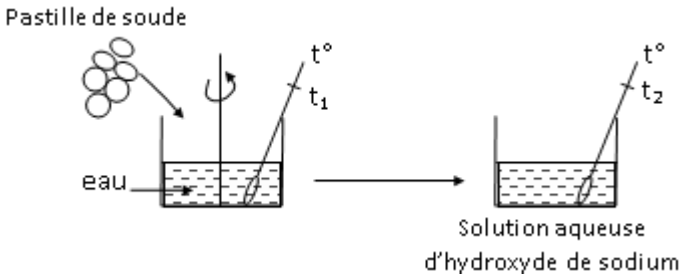
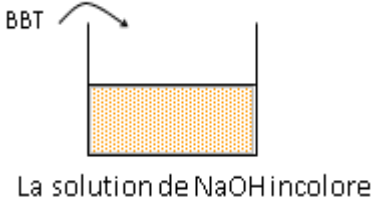
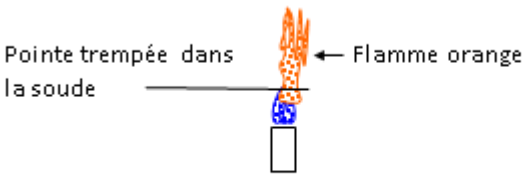
1.6 – Généralisation.

* Un soluté A est dit **acide fort**, s'il s'ionise totalement dans l'eau en libérant des ions H₃O⁺.

* Pour toute solution aqueuse d'un monoacide fort de concentration C
telle que $10^{-6} \leq C \leq 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on a : et

* Pour un diacide fort : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2C$ $\text{pH} = -\text{Log} (2C)$.

Activité d'application 2

	Questions/réponses Questions/réponses Expérimentation Travail de groupe Travail individuel Travail de groupe Questions/réponses		Chaque élève prend la solution dans son cahier	Une solution d'acide nitrique, de concentration 3.10^{-2} mol/L, a un $pH = 1,5$. - Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide nitrique - Calcule la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution - Déduis que l'acide nitrique est un acide fort 2 – LA SOLUTION AQUEUSE D'HYDROXYDE DE SODIUM : 2.1 – Préparation.  * $t_1 < t_2$, La température augmente : Dissolution exothermique * La solution de soude est incolore 2.2 – Propriétés. a) <u>Expérience :</u>   <u>Test de la flamme :</u>
--	--	--	---	---

			Chaque élève prend la solution dans son cahier	b) <u>Exploitation – Conclusion</u> : Le Bleu de bromothymol (BBT) vire au bleu : la solution est basique. Il y a un excès d'ions OH^- apporté au cours de la dissolution des cristaux de NaOH. La flamme orange indique la présence des ions Na^+ dans la soude. L'hydroxyde de sodium se décompose dans l'eau pour donner les ions Na^+ et OH^-. Bilan de la réaction : $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{totale?}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Tous les cristaux mis dans l'eau, se décomposent t-elles ? 2. 3 – <u>Etude quantitative.</u> A la température de $T = 25^\circ \text{C}$, une solution centimolaire de soude a un $\text{pH} = 12$. Déterminons la composition de la solution. a) <u>Inventaire des espèces chimiques.</u> H_3O^+, OH^-, Na^+, H_2O, NaOH restant b) <u>Calcul des concentrations.</u> * $\text{pH} = 12 \implies [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$ * $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \implies [\text{OH}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 10^{-12} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ * Electroneutralité: $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-]$
--	--	--	--	---

Activité 3

EVALUATION		Situation	Chaque élève prend la solution dans son cahier	$\implies [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} - 10^{-12} \approx 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ * Conservation de la matière : $[\text{NaOH}]_{\text{initiale}} = [\text{NaOH}]_{\text{disparue}} + [\text{NaOH}]_{\text{restante}}$ avec $[\text{NaOH}]_{\text{initiale}} = C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{NaOH}]_{\text{disparue}} = [\text{Na}^+]$ $\implies C = [\text{Na}^+] + [\text{NaOH}]_{\text{restante}}$ $\implies [\text{NaOH}]_{\text{restante}} = C - [\text{Na}^+] = 10^{-2} - 10^{-2} = 0 \text{ mol.L}^{-1}$ c) <u>Conclusion</u> : $[\text{NaOH}]_{\text{restante}} = 0 \text{ mol.L}^{-1}$. Il ne reste plus de cristaux de NaOH dans la solution. La dissolution de NaOH dans l'eau est totale : On dit que NaOH est une base forte. Bilan de la réaction : $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (avec une flèche) (solide) 2.4 – <u>Solution de soude et pH.</u> a) <u>Mesures</u> : On dispose de plusieurs solutions de soude de concentration C différentes. La mesure de leurs pH donne le tableau suivant : <table><tr><td>Solution : C (mol.L⁻¹)</td><td>10⁻¹</td><td>10⁻²</td><td>10⁻³</td><td>10⁻⁴</td><td>10⁻⁵</td><td>10⁻⁶</td><td>10⁻⁷</td><td>10⁻⁸</td></tr><tr><td>pH mesuré</td><td>12,9</td><td>12</td><td>11</td><td>10</td><td>9</td><td>8</td><td>7,2</td><td>7</td></tr><tr><td>On calcul : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$</td><td>10^{-12,9}</td><td>10⁻¹²</td><td>10⁻¹¹</td><td>10⁻¹⁰</td><td>10⁻⁹</td><td>10⁻⁸</td><td>10^{-7,2}</td><td>10⁻⁷</td></tr><tr><td>On calcul : $[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{e}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$</td><td>10^{-1,1}</td><td>10⁻²</td><td>10⁻³</td><td>10⁻⁴</td><td>10⁻⁵</td><td>10⁻⁶</td><td>10^{-6,8}</td><td>10⁻⁷</td></tr></table>	Solution : C (mol.L ⁻¹)	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ⁻⁷	10 ⁻⁸	pH mesuré	12,9	12	11	10	9	8	7,2	7	On calcul : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$	10 ^{-12,9}	10 ⁻¹²	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁹	10 ⁻⁸	10 ^{-7,2}	10 ⁻⁷	On calcul : $[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{e}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$	10 ^{-1,1}	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ^{-6,8}	10 ⁻⁷
		Solution : C (mol.L ⁻¹)		10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ⁻⁷	10 ⁻⁸																													
pH mesuré	12,9	12	11	10	9	8	7,2	7																																
On calcul : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$	10 ^{-12,9}	10 ⁻¹²	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁹	10 ⁻⁸	10 ^{-7,2}	10 ⁻⁷																																
On calcul : $[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{e}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$	10 ^{-1,1}	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ^{-6,8}	10 ⁻⁷																																
D'évaluation	Le professeur accorde un temps de recherche. Un élève est envoyé au tableau pour la correction. Le professeur valide le corrigé																																							

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	b) <u>Observations:</u> Pour les concentrations C telle que $10^{-6} \leq C \leq 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on a $[\text{OH}^-] = C$. Le produit ionique $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ devient $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times C \implies [\text{H}_3\text{O}^+] = K_e/C$ La relation $\text{pH} = -\text{Log}([\text{H}_3\text{O}^+])$ devient $\text{pH} = -\text{Log}(K_e/C)$ $\implies \text{pH} = -\text{Log}(K_e) + \text{Log}(C) = 14 + \text{Log}(C)$ <u>Activité d'application 3</u> On dissout 0,8 g d'hydroxyde de sodium dans 100 mL d'eau. Détermine le Ph de cette solution Donnée : $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$ 2.5 – <u>Autres bases fortes.</u> <u>Monobases :</u> Hydroxyde de potassium KOH : $\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$ Ion éthanolate C₂H₅O⁻ : $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{OH}^-$ <u>Dibase :</u> Hydroxyde de calcium Ca(OH)₂ : $\text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ 2.6 – <u>Généralisation.</u> * Une base forte est un soluté qui se dissout totalement dans l'eau en libérant des ions OH⁻. * Pour toute solution aqueuse d'une monobase forte de concentration C telle que $10^{-6} \leq C \leq 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on a : $[\text{OH}^-] = C$ $\text{pH} = -\text{Log}(K_e) + \text{Log}(C) \implies \text{pH} = 14 + \text{Log}(C)$ à 25°C * Pour une dibase forte : $[\text{OH}^-] = 2C$ $\text{pH} = 14 + \text{Log}(2C)$. 3 – <u>ESPECES MAJORITAIRES ET MINORITAIRE :</u>
------------	-------------------	---	--	--

Soient deux espèces A et B présentes dans une solution.

Si $[A] \geq 100x[B]$, on dit que A est majoritaire par rapport à B.
(B est minoritaire par rapport à A).

Si $[A] \geq 10.000x[B]$, on dit que A est ultra majoritaire par rapport à B.
(B est ultra minoritaire par rapport à A).

4- Réaction entre un acide fort et une base forte

4.1 Caractéristiques de la réaction

a) Effet thermique de la réaction

Le mélange d'une solution de chlorure d'hydrogène et d'une solution d'hydroxyde de sodium s'accompagne d'une élévation de la température. La réaction qui se produit est donc **exothermique**.

b) Nature de la réaction

A une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_a = 20 \text{ mL}$ et de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$, ajoutons un volume $V_b = 10 \text{ mL}$ d'une solution de NaOH de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$. La mesure du pH du mélange donne la valeur $\text{pH} = 2,5$. Calculons les quantités d'ions H_3O^+ et OH^- présents dans la solution avant et après le mélange.



- Avant le mélange (état initial) :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = C_a V_a = 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-)_i = C_b V_b = 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-4} \text{ mol.}$$

Travail
individuel

• Après le mélange (état final) :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{f}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{f}} \cdot (V_{\text{a}} + V_{\text{b}}) = 10^{-\text{pH}} \cdot (V_{\text{a}} + V_{\text{b}})$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{f}} = 10^{-2,5} \times 30.10^{-3} = 9,5.10^{-5} \text{ mol} \approx \mathbf{10^{-4} \text{ mol.}}$$

$$n(\text{OH}^-)_{\text{f}} = [\text{OH}^-]_{\text{f}} \cdot (V_{\text{a}} + V_{\text{b}}) = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{f}}} \cdot (V_{\text{a}} + V_{\text{b}})$$

$$n(\text{OH}^-)_{\text{f}} = 10^{-14+2,5} \times 30.10^{-3} = 9,5.10^{-14} \text{ mol} \approx \mathbf{0 \text{ mol.}}$$

Il ne reste pratiquement plus d'ions OH^- dans le mélange.Déterminons les quantités d'ions H_3O^+ et OH^- ayant disparu :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{disparu}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{i}} - n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{f}} = 2.10^{-4} - 10^{-4} = \mathbf{10^{-4} \text{ mol.}}$$

$$n(\text{OH}^-)_{\text{disparu}} = n(\text{OH}^-)_{\text{i}} - n(\text{OH}^-)_{\text{f}} = 10^{-4} - 0 = \mathbf{10^{-4} \text{ mol.}}$$

On a : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{disparu}} = n(\text{OH}^-)_{\text{disparu}}$; $n(\text{OH}^-)_{\text{disparu}} = n(\text{OH}^-)_{\text{i}}$: tous les ions OH^- ajoutés ont réagi.

La réaction qui a lieu est une réaction entre les ions H_3O^+ et les ions OH^- . Les ions OH^- ajoutés ont tous réagi : la réaction est donc **totale**.

c) Equation-bilan de la réaction

EVALUATION

La réaction entre un acide fort et une base forte se résume à une **réaction rapide, exothermique, totale** entre les ions H_3O^+ et les ions OH^- . L'équation-bilan s'écrit :

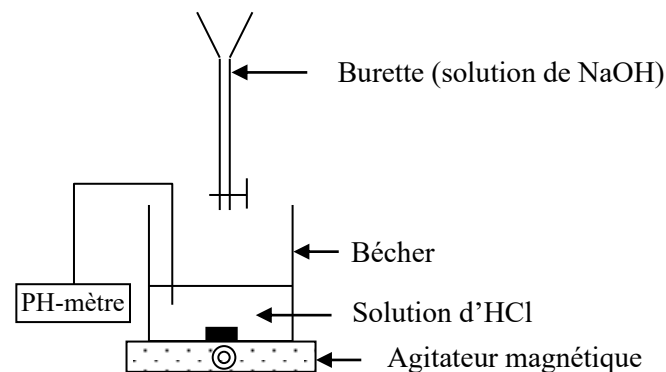


Lors de cette réaction, il y'a transfert d'un proton de l'ion H_3O^+ vers un ion OH^- .

d) Evolution du pH au cours de la réaction entre une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium

• **Expérience et résultats**

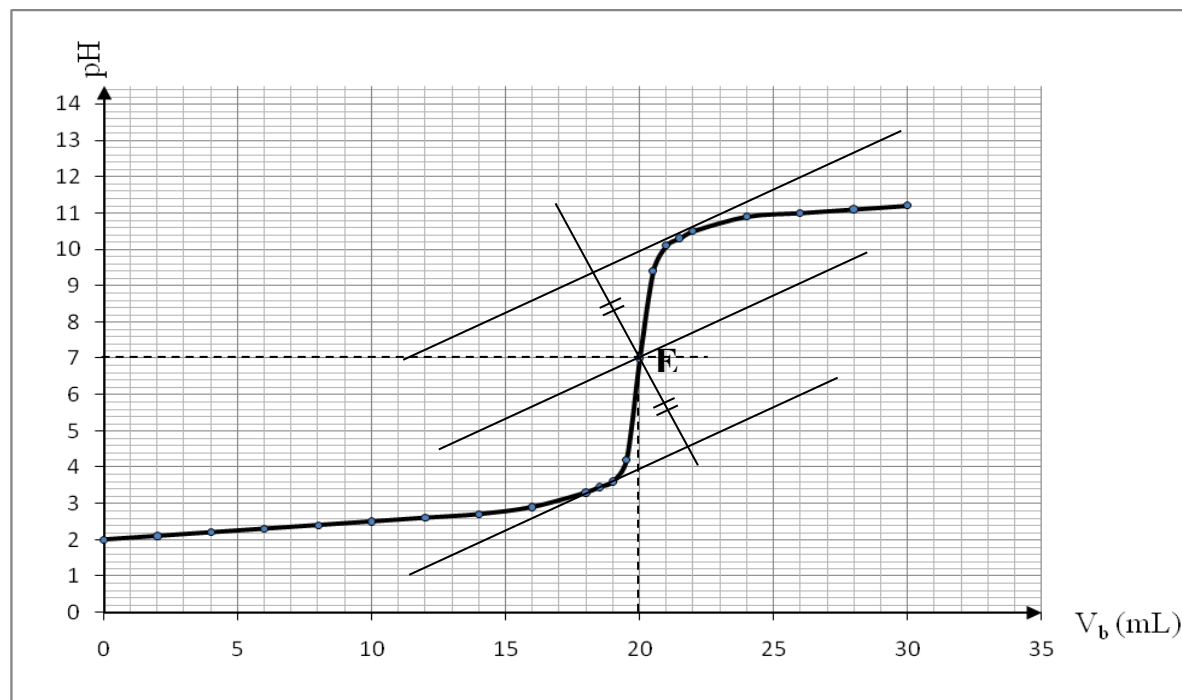
On verse progressivement une solution de NaOH de concentration $C_b = 10^{-2}$ mol/L dans une solution de HCl de volume $V_a = 20$ mL et de concentration $C_a = 10^{-2}$ mol/L. le mélange étant maintenu sous agitation permanente, on mesure à l'aide d'un pH-mètre et d'une burette graduée, le pH du mélange et le volume V_b de base versée.



Les résultats figurent dans le Dispositif du dosage tableau ci-après :

Vb (mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	18,5
pH	2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,9	3,3	3,45
Vb (mL)	19	19,5	20	20,5	21	21,5	22	24	26	28	30
pH	3,6	4,2	7	9,4	10,1	10,3	10,5	10,9	11	11,1	11,2

- Tracé de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$



				La courbe obtenue est croissante et comprend 3 parties : * <u>1^{ère} partie</u> : $0 \leq V_b \leq 19 \text{ cm}^3$: la courbe est presque rectiligne et le pH varie peu lors de l'addition de la base ; * <u>2^{ème} partie</u> : $19 \text{ cm}^3 < V_b \leq 21 \text{ cm}^3$: Il y a un saut brutal de pH et la courbe change de concavité. Il existe donc un point d'inflexion dans cette partie de la courbe ; * <u>3^{ème} partie</u> : $21 \text{ cm}^3 < V_b \leq 30 \text{ cm}^3$: le pH varie de nouveau très peu et la courbe tend vers une asymptote horizontale. 4.3 <u>Equivalence acido-basique</u> a) <u>Définition</u> Il y'a équivalence lorsque les réactifs ont été mélangés dans les proportions indiquées par les coefficients stœchiométriques de l'équation-bilan de la réaction considérée. b) <u>Relation à l'équivalence</u> Dans le dosage acido-basique effectué, l'équation-bilan est : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ A l'équivalence (ou équilibre) acido-basique, on a donc : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{introduits}} = n(\text{OH}^-)_{\text{ajoutés}}$ or $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a V_a$ et $n(\text{OH}^-) = C_b V_{bE}$ avec V_{bE} : volume de base versée a l'équivalence (E) ; d'où la relation : $C_a V_a = C_b V_{bE}$
--	--	--	--	---

Remarque : Si c'est la base forte qui est dosée par l'acide fort, on aura :

$$C_b V_b = C_a V_{aE} \quad \text{avec } V_{aE} \text{ le volume d'acide verse à l'équivalence.}$$

c) pH du mélange à l'équivalence

Les espèces ioniques présentes dans le mélange à l'équivalence sont :



$$[Na^+]_E = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}} \quad ; \quad [Cl^-]_E = \frac{C_a V_{aE}}{V_a + V_{bE}}.$$

$$\text{Or } C_a V_a = C_b V_{bE} \quad (\text{équivalence}) \quad \Rightarrow \quad [Na^+]_E = [Cl^-]_E.$$

$$\begin{aligned} \text{L'E.N.S. donne : } [H_3O^+]_E + [Na^+]_E &= [OH^-]_E + [Cl^-]_E \\ \Rightarrow [H_3O^+]_E &= [OH^-]_E \end{aligned}$$

A l'équivalence la **solution neutre**.

$$\text{A } 25^\circ \text{C, } K_e = 10^{-14} \Rightarrow [H_3O^+]_E = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$pH_E = -\log[H_3O^+]_E = -\log(10^{-7}) \quad \Rightarrow \quad pH_E = 7.$$

Remarque :

- * La détermination graphique du point d'équivalence (point E) se fait par la méthode des tangentes parallèles.
- * L'emploi d'un indicateur coloré dont la zone de virage contient le pH à l'équivalence peut permettre de déterminer l'équivalence acido-basique

Activité d'application 4

A $V_a = 60 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique, de concentration $C_a = 2.10^{-2} \text{ mol/L}$, on ajoute

$V_b = 40$ mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 10^{-2}$ mol/L.

- 1- écrivez l'équation de la réaction qui a lieu
- 2- l'équivalence acido-basique est-elle atteinte suite à cette addition ?
- 3- le mélange obtenu est-il acide, basique ou neutre ?
- 4- détermine le pH de la solution obtenu
- 5- calcule la concentration des différentes espèces chimiques présentes dans cette solution. conclure

SITUATION D'EVALUATION

Un groupe d'élèves d'une classe de Tle D de ton collège veut déterminer les concentrations des espèces chimiques dans un mélange. Pour cela, il verse dans 20 mL d'une solution d'hydroxyde de potassium une solution d'acide chlorhydrique à $5 \cdot 10^{-2}$ mol/L. On mesure le pH en fonction du volume V_a d'acide chlorhydrique versé. On obtient le tableau des mesures suivant.

V_a (mL)	0	1	4	5	7	8	9	10	11	12	13
pH	11,6	11,5	11,4	11,2	11	10,8	10	2,9	2,5	2,4	2,2

- 1- Ecrire l'équation – bilan de la réaction qui s'est produite
- 2- Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_a)$
Echelles : 1 cm $\longrightarrow$ 1 mL et 1 cm $\longrightarrow$ 1 unité de pH
- 3 – Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence et en déduire la concentration de la solution d'hydroxyde de potassium.
- 4-Détermine vers quelle valeur tend le pH de la solution finale lorsqu'on continue d'ajouter la solution d'acide chlorhydrique
- 5
- 5.1 Nommer la solution obtenue à l'équivalence et donner sa formule
- 5.2 Après évaporation on obtient un solide. Calcule sa masse
- 5.3 Cette masse augmente-t-elle après l'équivalence ? Justifier la réponse
6. Calculer les concentrations des espèces chimiques dans le mélange lorsqu'on a versé 10,5 mL de solution d'acide chlorhydrique.

Données : $M(\text{K}) = 39$ g/mol ; $M(\text{Cl}) = 35,5$ g/mol ; $M(\text{O}) = 16$ g/mol ; $M(\text{H}) = 1$ g/mol

--	--	--	--	--

--	--	--	--	--

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.

<u>Matériel par poste de travail</u>	<u>Supports didactiques</u>
Électrolyseur - Alimentation continue 6 V – 12 V - Solutions d'acide éthanóïque - Solution d'éthanoate de sodium - Solution d'acide chlorhydrique - pH-mètre - Multimètres - Rhéostat - Béchers - Fil de connexion - Lampes	<u>Supports didactiques:</u> - Livre de Chimie AREX Terminale D
	<u>Bibliographie</u> <u>Bibliographie:</u> ▪ 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 Activité 1 : 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 éthanóïque $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ sont : - L'ionisation de la molécule en ions éthanóate $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$ et H^+. - La fixation des ions H^+ par les molécules d'eau (H_2O) pour former des ions H_3O^+. - La dispersion et la solvation des ions. Le bilan de la réaction est : $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{totale?}} \text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Cette réaction est – elle totale ? 1.2 – Etude quantitative. La mesure du pH d'une solution d'acide éthanóïque de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ donne 3,4 à 25 °C. Déterminons la composition de la solution. a) <u>Inventaire des espèces</u> : H_3O^+, OH^-, $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$, $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ restante, H_2O b) <u>Calcul des concentrations</u> :

Développement (suite)	Travail de groupe	:	* $\text{pH} = 3,4 \implies [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4} = 4.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ * $\text{Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+]_x[\text{OH}^-] \implies [\text{OH}^-] = \text{Ke} / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10,6} = 2,5.10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$ * <u>EN</u> : $[\text{CH}_3 - \text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ $\implies [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] = 10^{-3,4} - 10^{-10,6} \approx 4.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ * <u>CM</u> : $[\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{initiale}} = [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{disparue}} + [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{restante}}$ avec $[\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{initiale}} = C$ et $[\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{disparue}} = [\text{CH}_3 - \text{COO}^-]$ $\implies C = [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] + [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{restante}}$ $\implies [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{restante}} = C - [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] = 10^{-2} - 4.10^{-4} = 96.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ c) <u>Conclusion</u> : $[\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{restante}} \neq 0 \text{ mol.L}^{-1}$. la solution contient des molécules $\text{CH}_3 - \text{COOH}$. Toutes les molécules n'ont pas été ionisées. La réaction entre $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ et l'eau est partielle ou limitée : On dit que $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ est un acide faible. Bilan : $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{limitée}} \text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ d) <u>Coefficient d'ionisation</u> : On appelle Coefficient d'ionisation (α), le rapport entre la quantité d'acide ayant réagit et la quantité d'acide initiale. Pour le cas étudié : $\alpha = [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] / C = 4.10^{-4} / 10^{-2} = 4.10^{-2} = 0,04$ soit 4% NB : α croît avec la dilution. (Plus C est faible, plus α est grand). Exemple : $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \implies \alpha = 4\%$ $C = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \implies \alpha = 13$
---	--------------------------	----------	--

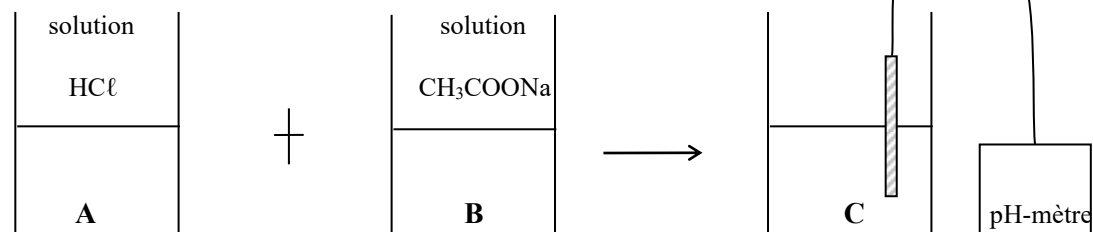
Développement (suite)	Questions/réponses Travail individuel			$\alpha = \frac{\eta \text{ acide ionisée}}{\eta \text{ acide initiale}} = \frac{[\text{acide}] \text{ ionisée}}{C}$ <u>Activité d'application 1</u> Une solution d'acide méthanoïque, de concentration molaire 0,05 mol./L a un pH de 2,5 1- Ecris 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 – <u>Définition.</u> Un acide faible est un soluté qui s'ionise partiellement dans l'eau en libérant des ions H_3O^+. <u>Exemples :</u> - Les acides carboxyliques : $\text{R}-\text{COOH}$ - Acide chloroéthanoïque : $\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ ( $-\text{COOH}$) - Acide benzoïque : $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$ - Ion ammonium : NH_4^+ - Ion méthylammonium : $\text{CH}_3-\text{NH}_3^+$ <u>Activité d'application 2</u> L'acide perchlorique HClO_4 et l'acide iodhydrique HI sont des acides forts dans l'eau L'acide propanoïque $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$; 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– ETHANOATE DE SODIUM : 2.1 – Dissolution dans l'eau. * 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^+ : $\text{CH}_3\text{COONa} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$ - 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 solvation 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 : $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{totale?}} \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ Cette réaction est – elle totale ? 2.2 – Etude quantitative. A 25 °C, une solution d'éthanoate de sodium de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ 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> : * $\text{pH} = 8,4 \implies [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,4} = 3,98.10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ * $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \implies [\text{OH}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,6} = 2,5.10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ * $[\text{Na}^+] = [\text{CH}_3\text{COONa}] \text{ initiale} = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \text{ initiale} = C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ * <u>EN</u> : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] \text{ restante} + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+]$ $\implies [\text{CH}_3\text{COO}^-] \text{ restante} = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-] \approx [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-] = 99,98.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$
----------------------------------	--	--	--	---

	groupe			* <u>CM</u> : $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ initiale = $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ disparue + $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ restante avec $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ initiale = C et $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ disparue = $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ $\Rightarrow C = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ restante $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = C - [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ restante = $10^{-2} - 99,9810^{-4} = 2,5.10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$
	Questions/réponses			
	Questions/réponses		Chaque élève prend la solution dans son cahier	c) <u>Conclusion</u> : $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ restante $\neq 0 \text{ mol.L}^{-1}$. 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.
	Expérimentation			Bilan de la réaction : $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{limitée}} \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$
	Travail de groupe			2.3 – Définition. Une base faible est un soluté qui réagit partiellement avec l'eau en libérant des ions H_3O^+.
	Travail individuel			<u>Exemples</u> : - Les ions carboxylates : $\text{R}-\text{COO}^-$ - Ion carbonate : CO_3^{2-} - Ion hypochlorite : ClO^- - Ammoniac : NH_3 - Méthylamine : CH_3-NH_2 ; éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5-\text{NH}_2$ - méthanoate de sodium : $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COONa}$
	Travail de groupe			3– EQUILIBRE CHIMIQUE :
	Questions/réponses			3.1 – Action des ions H_3O^+ sur les ions CH_3COO^-. a) <u>Expérience</u> : Dans $V_B = 100 \text{ mL}$ d'une solution (B) d'éthanoate de sodium de concentration $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH} = 8,4$, on ajoute $V_A = 100 \text{ mL}$ d'une solution (A) d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Chaque élève prend la solution dans son cahier

Le mélange (C) obtenu à un pH = 3,6.



$$C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_A = 100 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = 2$$

$$C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_B = 100 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = 8,4$$

mélange

$$V_C = V_A + V_B = 200 \text{ mL}$$

$$\text{pH mesuré} = 3,6$$

b) Exploitation :

* Evolution des ions H₃O⁺ :

$$\begin{aligned} \Delta n(\text{H}_3\text{O}^+) &= n(\text{H}_3\text{O}^+)_C - n(\text{H}_3\text{O}^+)_A = [\text{H}_3\text{O}^+]_C \times V_C - [\text{H}_3\text{O}^+]_A \times V_A \\ &= 10^{-\text{pH}_C} \times V_C - 10^{-\text{pH}_A} \times V_A \\ &= 10^{-3,6} \times 100 \cdot 10^{-3} - 10^{-2} \times 100 \cdot 10^{-3} \approx -95 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \end{aligned}$$

* Quantité d'ions CH₃COO⁻ dans B :

$$n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_B = C_B \cdot V_B = 10^{-2} \times 100 \cdot 10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol}$$

* Quantité de CH₃COO⁻ et CH₃COOH dans C :

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^+, Cl^-, CH_3COO^-, CH_3COOH, H_2O ▪ $\text{pH} = 3,6 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,6} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ $K_e \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-10,4} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ Na^+ et Cl^- spectateurs $\Rightarrow [\text{Na}^+] = C_B \times V_B / V_C = 5.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $[\text{Cl}^-] = C_A \times V_A / V_C = 5.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ <u>EN</u> : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] - [\text{Cl}^-] = 10^{-3,6} \text{ mol.L}^{-1}$ $\Rightarrow n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_C \times V_C = 10^{-3,6} \times 200.10^{-3} \approx 5.10^{-5} \text{ mol}$ ▪ <u>CM</u> : $n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_B = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C + n(\text{CH}_3\text{COOH})_C$ $\Rightarrow n(\text{CH}_3\text{COOH})_C = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_B - n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C$ $= 10^{-3} - 5.10^{-5} = + 95.10^{-5} \text{ mol}$ * <u>Evolution des ions CH_3COO^-</u> : $\Delta n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C - n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_B = 5.10^{-5} - 10^{-3} \approx - 95.10^{-5} \text{ mol.}$ c) Conclusion. * $\Delta n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \Delta n(\text{H}_3\text{O}^+) < 0$: Des ions H_3O^+ et CH_3COO^- ont été consommés. * $n(\text{CH}_3\text{COOH})_C = \Delta n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \Delta n(\text{H}_3\text{O}^+)$ Les ions H_3O^+ et CH_3COO^- ont réagi pour donner des molécules de CH_3COOH suyant l'équation bilan : $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$ 3.2 – Equilibre chimique. L'acide éthanoïque réagit avec l'eau suivant le bilan : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{limitée}} \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \quad (1)$
------------	--	--	--	--

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 : $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \quad (2)$ 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  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. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ Activité d'application 3 L'ion éthanoate $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$; l'ion amidure NH_2^- l'hydroxyde de potassium KOH sont des bases fortes dans l'eau L'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$; 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 HASO₄, 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				
-------------------	--	--	--	--

FICHE DE LEÇON

Classe(s) : Terminale D**THEME : CHIMIE GÉNÉRALE****TITRE DE LEÇON : COUPLES ACIDE/BASE – CLASSIFICATION****Durée : 4 h**

HABILETÉS	CONTENUS
Définir	- un acide et une base selon Brönsted ; - un couple acide/base.
Donner	quelques exemples de couples acide/base.
Définir	- la constante d'acidité K_A d'un couple acide/base ; - le pK_A d'un couple acide/base.
Déterminer	- la constante d'acidité K_A et le pK_A d'un couple acide/base ; - le pH d'une solution aqueuse d'acide faible et de base faible.
Déterminer	les domaines de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée.
Définir	un indicateur coloré.
Déterminer	la zone de virage d'un indicateur coloré.
Expliquer	la force d'un acide et d'une base.
Classer	les couples acide/base.

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Lors de la préparation du concours dénommé « génie en herbe » au Lycée Moderne d'Agnibilékrou, deux élèves de Terminale D échangent au sujet de la force des acides carboxyliques. L'un soutient que certains acides carboxyliques sont plus forts que d'autres, tandis que l'autre affirme que tous les acides carboxyliques ont la même force. Pour s'accorder, ensemble avec les autres élèves de la classe, ils cherchent à définir un couple acide/base, à déterminer le constante d'acidité K_A et le pK_A d'un couple acide/base, à expliquer la force d'un acide ou d'une base et à classer les couples acide/base.

<u>Matériel par poste de travail</u>	<u>Supports didactiques</u>
- Solutions d'acide éthanoïque - Solution d'éthanoate de sodium - pH-mètre - Béchers - Papier millimétré - Eau distillée - Burettes - Pipettes - Agitateur magnétique - - Tableau de classification des couples	<u>Supports didactiques:</u> - ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D
	<u>Bibliographie</u> <u>Bibliographie:</u> ▪ 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 et base forts et faibles ▪ Equilibre chimique	Les élèves répondent aux questions	COUPLES ACIDE/BASE – CLASSIFICATION
Développement	Brainstorming Questions/réponses	-Le professeur fait lire la situation par un élève. Que décident de faire les élèves Activité 1 :	- Un élève lit la situation les nouvelles. .	1– COUPLE ACIDE – BASE : 1.1 – Définitions : * Selon Brönsted : Un acide est une molécule ou un ion pouvant libérer un ou plusieurs protons H^+. Une base est une molécule ou un ion pouvant capter un ou plusieurs protons H^+. * Lorsque l'on peut écrire entre un acide et une base le schéma suivant : $Acide \rightleftharpoons Base + H^+$ Demi-équation protonique On dit que l'acide et la base sont conjugués et forment un couple acide-base noté Acide / Base. <u>Exemples</u> : (Voir tableau page 50 livre AREX Terminale c et D) $ \begin{array}{lcl} CH_3COOH / CH_3COO^- & CH_3COOH & \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+ \\ NH_4^+ / NH_3 & NH_4^+ & \rightleftharpoons NH_3 + H^+ \\ ClOH / ClO^- & ClOH & \rightleftharpoons ClO^- + H^+ \end{array} $ 1.2 – Couples acide/base de l'eau * Couple H_2O / OH^- Une molécule d'eau est capable de céder un proton H^+ selon la réaction :

Développement (suite)				$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}^+$ L'eau est donc un acide dont la base conjuguée est OH^-. On a le couple : $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$. * Couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ Une molécule d'eau est capable de capter un proton H^+ selon la réaction : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$ L'eau est donc une base dont l'acide conjugué est H_3O^+. On a le couple : $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$. L'eau peut se comporter comme un acide ou comme une base : c'est une espèce amphotère ou ampholyte. 1.3 <u>Autres exemples de couples acide/base</u> • $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$: ion ammonium/ammoniac ; • $\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+ / \text{CH}_3 - \text{NH}_2$: ion méthylammonium/méthylamine ; • $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$: ion éthylammonium/éthylamine ; • $\text{HCO}_2\text{H} / \text{HCO}_2^-$: acide méthanoïque/ ion méthanoate ; $\text{ClCH}_2\text{CO}_2\text{H} / \text{ClCH}_2\text{CO}_2^-$: acide chloroéthanoïque/ ion chloroéthanoate. 1.4 <u>Réaction acido-basique</u> Une réaction acido-basique est une réaction mettant en jeu deux couples acide/base selon le bilan
---	--	--	--	---

Développement (suite)	Démonstration Expérimentation Travail de groupe Travail individuel			suivant : $\text{Acide 1} + \text{Base 2} \rightleftharpoons \text{Base 1} + \text{Acide 2}$ Exemple : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ C'est la réaction entre les couples $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$. 2- <u>Constante d'acidité Ka d'un couple acide/base dans l'eau</u> 2.1 <u>Définition</u> Pour tout couple Acide/Base, la réaction acido-basique avec l'eau est traduite par l'équilibre d'ionisation : $\text{Acide} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Base} + \text{H}_3\text{O}^+$ Cet équilibre est caractérisé par une constante appelée constante d'acidité ou constante d'équilibre d'ionisation dans l'eau, notée Ka et définie par : $K_a = \frac{[\text{Base}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]}$ Ka dépend de la température. Sa valeur est caractéristique du couple acide/base considéré et ne dépend pas des autres espèces chimiques présentes en solution. <u>NB</u> : On définit la grandeur pKa telle que : pKa = - lg Ka
---	--	--	--	---

Développement (suite)	Travail de groupe			2.2 <u>Relation entre pH et pKa</u> $K_a = \frac{[Base][H_3O^+]}{[Acide]} \Rightarrow \lg K_a = \lg \frac{[Base][H_3O^+]}{[Acide]} = \lg \frac{[Base]}{[Acide]} + \lg [H_3O^+]$ $-\lg [H_3O^+] = -\lg K_a + \lg \frac{[Base]}{[Acide]}$ $pH = pK_a + \lg \frac{[Base]}{[Acide]}$ 2.3 <u>Domaine de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée</u> $pH = pK_a + \lg \frac{[Base]}{[Acide]}$ Si $pH = pK_a$ alors $\lg \frac{[B]}{[A]} = 0 \Rightarrow \frac{[B]}{[A]} = 1$ soit $[A] = [B]$ Si $pH > pK_a$ alors $\lg \frac{[B]}{[A]} > 0 \Rightarrow \frac{[B]}{[A]} > 1$ soit $[A] < [B]$ Si $pH < pK_a$ alors $\lg \frac{[B]}{[A]} < 0 \Rightarrow \frac{[B]}{[A]} < 1$ soit $[A] > [B]$
----------------------------------	------------------------------	--	--	--

	Questions/réponses		Chaque élève prend la solution dans son cahier	domaine de prédominance de [A] pKa domaine de prédominance de [B] pH [A] > [B] [A] = [B] [A] < [B] <u>Exemples</u> : $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$: $\text{pK}_a = 4,8$ $K_a = 10^{-4,8} = 1,6 \cdot 10^{-5}$ $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$: $\text{pK}_a = 9,25$ $K_a = 10^{-9,25} = 5,6 \cdot 10^{-10}$ $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$: $\text{pK}_a = 10,72$ $K_a = 10^{-10,72} = 1,9 \cdot 10^{-11}$ 3 – DETERMINATION EXPERIMENTALE DU pKa DU COUPLE $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$: 3. 1 – But de la manipulation : Il s'agit d'accéder à la formule $\text{pH} = \text{pK}_a + \text{Log} ([\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}])$ permettant de déterminer le pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$. 3.2 – Etude préliminaire : On mélange $V_A = 50 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$ avec $V_B = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$. Le pH du mélange est 4,2. Montrons que dans le mélange on a : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = C_B \times V_B / C_A \times V_A$ solution CH₃COOH A + solution CH₃COONa B → C
--	--------------------	--	--	---

EVALUATION	Questions/réponses	<u>Activité 3</u> Situation	Chaque élève prend la solution dans son cahier Chaque élève	a) <u>Espèces dans C</u> : H_3O^+, OH^-, Na^+, CH_3COO^-, CH_3COOH, H_2O b) <u>Calcul des concentrations</u>: ▪ $\text{pH} = 4,35 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,35} = 4,47 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ $\text{Ke} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-9,8} = 2,34 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ Na^+ spectateur $\Rightarrow [\text{Na}^+] = C_B \times V_B / V_C = 2 / 7 \cdot 10^{-1} = 28,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ <u>EN</u> : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx [\text{Na}^+] = C_B \times V_B / V_C$ car $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$ négligeables. ▪ <u>CM</u> : $[\text{CH}_3\text{COOH}]_C + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_C = n_i (\text{CH}_3\text{COOH})_A / V_C + n_i (\text{CH}_3\text{COO}^-)_B / V_C$ $= C_A \times V_A / V_C + C_B \times V_B / V_C$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}]_C = C_A \times V_A / V_C$ <u>Finalement</u> : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = (C_B \times V_B / V_C) / (C_A \times V_A / V_C) = (C_B \times V_B) / (C_A \times V_A)$ Si $C_A = C_B$ on a $[\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = V_B / V_A$ NB: Lorsqu'on mélange une solution A d'acide faible AH, avec une solution B de sa base faible conjuguée A^-, dans le mélange on a : $\eta_{\text{AH}} = \eta_{\text{initiale dans A}}^{\text{AH}} \Rightarrow [\text{AH}] = \frac{C_A \times V_A}{V_{\text{mélange}}}$ $\eta_{\text{A}^-} = \eta_{\text{initiale dans B}}^{\text{A}^-} \Rightarrow [\text{A}^-] = \frac{C_B \times V_B}{V_{\text{mélange}}}$
------------	--------------------	---	---	--

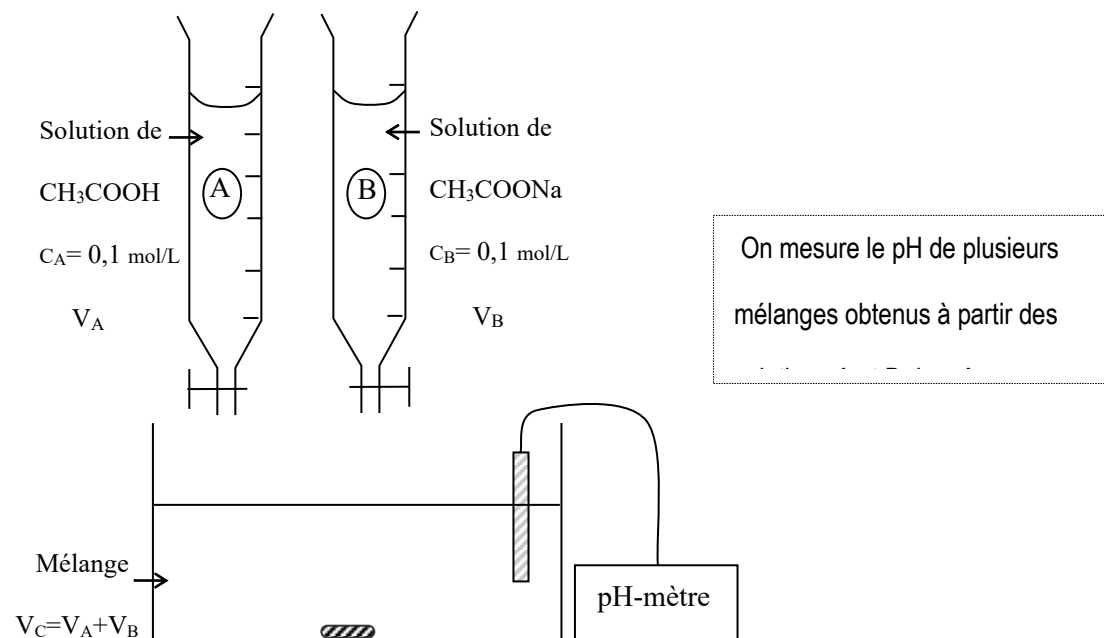
D'évaluation

Le professeur accorde un temps de recherche.

Un élève est envoyé au tableau pour la correction.

Le professeur valide le corrigé

prend la solution dans son cahier

3 – Manipulation :**a) Dispositif expérimental :****b) Résultats :**

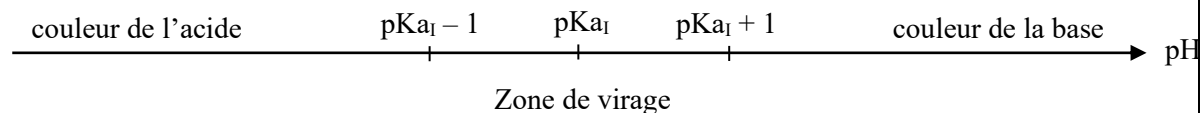
$V_B \text{ (mL)}$	05	10	20	40	50	50	50	50	50
$V_A \text{ (mL)}$	50	50	50	50	50	40	20	10	05
$\text{Log } (V_B / V_A)$	-1	-0,7	-0,4	-0,1	0	0,1	0,4	0,7	1
pH mesuré	3,7	4,04	4,35	4,68	4,8	4,9	5,24	5,56	5,9

c) tracer de la courbe : Tracer de la courbe $\text{pH} = f(\text{Log } (V_B / V_A))$ **EVALUATION**

		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	<u>Echelle</u> : 05 cm pour 1 unité de $\text{Log}(V_B / V_A)$ 05 cm pour 1 unité de pH 4 – Exploitation : La courbe est une droite qui ne passe pas par l'origine. Elle a pour équation $\text{pH} = a \times \text{Log}(V_B / V_A) + b$ avec : a : la pente ou coefficient directeur de la droite. $a = \Delta \text{pH} / \Delta \text{Log}(V_B / V_A) = (5,9 - 3,7) / (1 - (-1)) = 2,2 / 2 \approx 1$ b : l'ordonnée à l'origine. On lit sur la figure $b = 4,8$ L'équation de la droite est : $\text{pH} = \text{Log}(V_B / V_A) + 4,8 = \text{Log}([\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}]) + 4,8$ Par analogie avec la relation $\text{pH} = \text{pK}_a + \text{Log}([\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}])$, on trouve que le couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ a pour $\text{pK}_a = 4,8$. 4- Indicateurs <u>colorés</u> 4.1. Définition Un indicateur coloré est un couple acide faible/base faible noté HIn/In dont les formes acide et base ont des couleurs différentes. En solution aqueuse, un indicateur coloré donne l'équilibre suivant : $\text{HIn} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{In}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ 4.2 <u>Zone de virage d'un indicateur coloré</u> La zone de pH comprise entre $\text{pK}_{aI} - 1$ et $\text{pK}_{aI} + 1$ est appelée zone de virage de l'indicateur
--	--	---	---	---

Travail
individuel

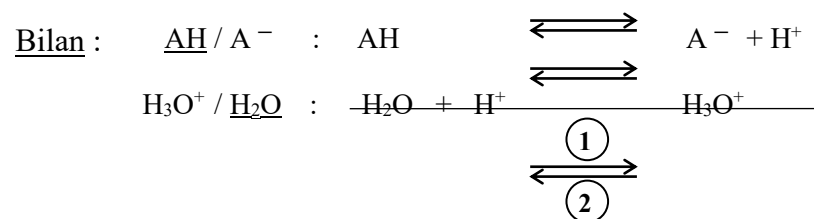
coloré. Elle correspond à la superposition des couleurs de la forme acide et de la forme basique.



5 – CLASSIFICATION DES COUPLES :

5.1 – Notion de force d'un acide :

La réaction entre un acide AH et l'eau est une réaction acido-basique entre les couples AH/A⁻ et H₃O⁺ / H₂O. Cette réaction est réversible et conduit à un équilibre chimique.



Pendant la réaction, les acides des deux couples sont en compétition :

AH veut céder son proton à la base H₂O.

H₃O⁺ veut céder son proton à la base A⁻.

L'état d'équilibre dépendra du rapport de force entre les deux acides :

Plus AH est fort, plus l'équilibre se déplace dans le sens 1.

=> [H₃O⁺], [A⁻] augmentent et [AH] diminue => K_a = ([H₃O⁺]x[A⁻]) / [AH] est grand.

Plus AH est faible, plus l'équilibre se déplace dans le sens 2.

$\Rightarrow [H_3O^+]$, $[A^-]$ diminuent et $[AH]$ augmente $\Rightarrow K_a = ([H_3O^+][A^-]) / [AH]$ est petit.

Le K_a d'un couple permet donc de caractériser (quantifier) la force de son acide.

5.2 – Classification :

- * De deux acides, le plus fort est celui dont le couple a le K_a plus grand (pK_a plus petit).
- * Plus un acide est fort, plus sa base est faible.

Remarque :

- * Les acides forts et les bases fortes ne sont pas classés. Leurs réactions acido-basiques avec l'eau étant totales, on ne peut pas calculer leurs K_a .
- * Les acides forts sont toujours plus forts que les acides faibles.
- * Les bases fortes sont toujours plus fortes que les bases faibles

EVALUATION				
-------------------	--	--	--	--

--	--	--	--	--

FICHE DE LEÇON

Classe(s) : Terminale D**THEME : CHIMIE GÉNÉRALE****TITRE DE LEÇON : RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES-SOLUTIONS TAMPONS****Durée : 10 h**

HABILETÉS	CONTENUS
Définir	- un acide et une base selon Brönsted ; - un couple acide/base.
Donner	quelques exemples de couples acide/base.
Définir	- la constante d'acidité K_A d'un couple acide/base ; - le pK_A d'un couple acide/base.
Déterminer	- la constante d'acidité K_A et le pK_A d'un couple acide/base ; - le pH d'une solution aqueuse d'acide faible et de base faible.
Déterminer	les domaines de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée.
Définir	un indicateur coloré.
Déterminer	la zone de virage d'un indicateur coloré.
Expliquer	la force d'un acide et d'une base.
Classer	les couples acide/base.

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Lors d'une journée scientifique organisée au Lycée Moderne 1 d'Agboville, une conférence est prononcée à l'intention des élèves de la Terminale C par un ingénieur agronome. Les élèves apprennent que le pH joue un rôle important dans la culture des plantes et que les meilleures conditions agronomiques sont au voisinage de la neutralité (pH voisin de 7). Le conférencier ajoute qu'on corrige l'acidité d'un sol par l'apport de la chaux qui permet d'élever le pH d'un sol trop acide.

Emerveillés par ces informations, les élèves décident de connaître les caractéristiques de la réaction entre un acide et une base, de tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume puis de l'exploiter et d'expliquer l'intérêt d'une solution tampon.

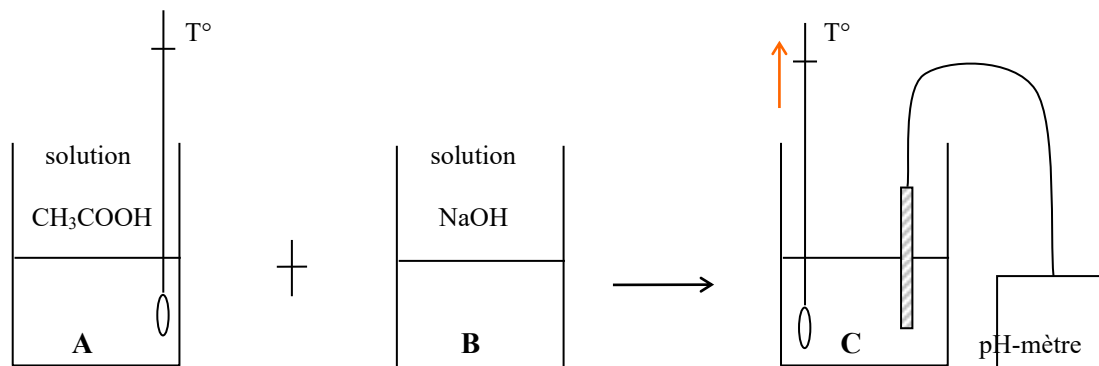
<u>Matériel par poste de travail</u> - - Solution d'acide chlorhydrique - Solution d'hydroxyde de sodium - Solution d'acide éthanoïque - Solution d'ammoniac - Solution d'éthanoate de sodium - Thermomètre - Burette - Pipette jaugée - pH-mètre et solutions tampons pour étalonnage - Agitateur magnétique - Béchers - Papier millimétré - Indicateurs colorés (B.B.T, hélianthine, phénolphtaléine) - Courbes à interpréter - Rétroprojecteur/vidéoprojecteur - Transparents - Marker pour transparent - Tableau de mesures du dosage pH métrique de l'ammoniac par l'acide chlorhydrique	<u>Supports didactiques</u> <u>Supports didactiques:</u> - ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D <u>Bibliographie</u> <u>Bibliographie:</u> ▪ 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 ▪ Les couples acide-base (K_a , pK_a . . .) ▪ Réaction acide fort base forte (Courbe de pH et Equivalence)	Les élèves répondent aux questions	RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES-SOLUTIONS TAMPONS
Développement		-Le professeur fait lire la situation par un élève. Que décident de faire les élèves Activité1 :	- Un élève lit la situation les nouvelles.	1– <u>REACTION ENTRE UN ACIDE FAIBLE ET UNE BASE FORTE</u> : Quand on mélange une solution d'acide faible AH (de couple AH /A⁻) avec une solution de base forte (B⁺ , OH⁻), il se produit une réaction exothermique et totale entre AH et OH⁻. <u>Equation Bilan</u> : AH + OH⁻ → A⁻ + H₂O <u>Exemples</u> : * Solution de CH₃COOH (CH₃COOH / CH₃COO⁻) et solution de NaOH (Na⁺ , OH⁻) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \quad , \quad \text{Na}^+ \text{ spectateur.}$ * Solution de NH₄Cl(NH₄⁺ , Cl⁻) de couple NH₄⁺/ NH₃ et solution de KOH (K⁺,OH⁻) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \quad , \quad \text{Cl}^- \text{ et } \text{K}^+ \text{ spectateurs.}$ 2 – <u>VERIFICATION EXPERIMENTALE</u> : 2.1 – <u>Expérience</u> :

**Développement
(suite)**



$$C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_A = 100 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = 3,4$$

$$C_B = 20.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_B = 1 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = 12$$

mélange

$$V_C = V_A + V_B = 101 \text{ mL}$$

$$\text{pH mesuré} = 4,2$$

2.2 – Exploitation :

* Déterminons les quantités de matière de CH_3COOH et OH^- avant et après le mélange.

Dans la solution A :

$$\text{On a introduit } n(\text{CH}_3\text{COOH})_A = C_A \cdot V_A = 10^{-2} \times 100.10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol}$$

Dans la solution B :

$$C_B = [\text{OH}^-] \Rightarrow n(\text{OH}^-)_B = C_B \cdot V_B = 20.10^{-2} \times 1.10^{-3} = 20.10^{-5} \text{ mol}$$

Dans la solution C :

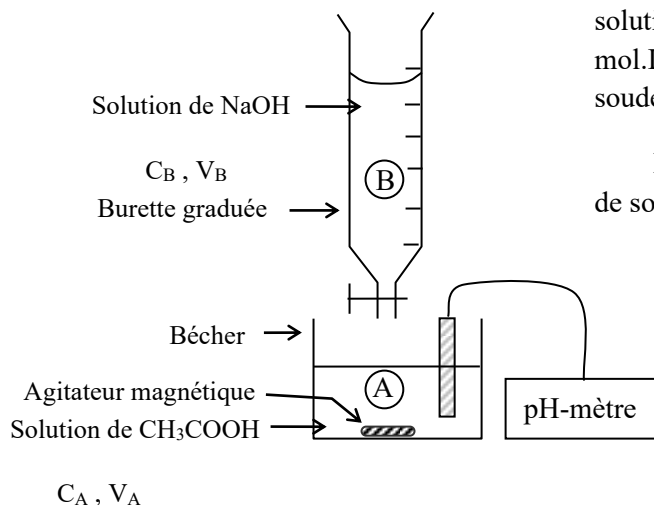
▪ Espèces : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , CH_3COO^- , CH_3COOH , H_2O

▪ $\text{pH} = 4,2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,2} = 6,3.10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

▪ $K_e : [\text{OH}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9,8} = 1,58.10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$

Expérimentat

Développement (suite)	ion Travail de groupe Travail individuel Questions/réponses			$\Rightarrow n(\text{OH}^-)_C = [\text{OH}^-]_x V_C = 10^{-9,8} \times 101.10^{-3} = 1,6.10^{-11} \text{ mol}$ ▪ Na^+ spectateur : $[\text{Na}^+] = C_B.V_B / V_C = 20.10^{-5} / 101.10^{-3} = 1,98.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ▪ EN : $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = 2,04.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $\Rightarrow n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \times V_C = 2,06.10^{-4} \text{ mol}$ ▪ CM : $n(\text{CH}_3\text{COOH})_A = n(\text{CH}_3\text{COOH})_C + n(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{disparue}}$ $\Rightarrow C_A.V_A = n(\text{CH}_3\text{COOH})_C + n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C$ $\Rightarrow n(\text{CH}_3\text{COOH})_C = C_A.V_A - n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C = 10^{-3} - 2,06.10^{-4} = 7,936.10^{-4} \text{ mol}$ (Autre CM : $n(\text{CH}_3\text{COOH})_A / V_C = C_i(\text{CH}_3\text{COOH})_C = [\text{CH}_3\text{COOH}]_C + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_C$) ($C_A.V_A / V_C = [\text{CH}_3\text{COOH}]_C + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_C$) * Déterminons les variations des quantités de matière. $\Delta n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH})_C - n(\text{CH}_3\text{COOH})_A = 7,936.10^{-4} - 10^{-3} \approx 2.10^{-4} \text{ mol}$ $\Delta n(\text{OH}^-) = n(\text{OH}^-)_C - n(\text{OH}^-)_B \approx -n(\text{OH}^-)_B = 1,6.10^{-11} - 20.10^{-5} \approx -2.10^{-4} \text{ mol}$ Les variations sont négatives et égales : Les CH_3COOH et OH^- ont été consommés en quantité égales. $\Delta n(\text{OH}^-) = -n(\text{OH}^-)_B$: Tous les ions OH^- de départ ont été consommés : La réaction est totale. $\Delta n(\text{CH}_3\text{COOH}) = -n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_C$: Les CH_3COOH ont été transformés en CH_3COO^-. 2.3 – Conclusion. La réaction entre CH_3COOH et OH^- est exothermique et totale. * $t_1 < t_2$, La température augmente : Dissolution exothermique * La solution de soude est incolore 3 – COURBE DE VARIATION DU pH : 3.1 – Manipulation
---	---	--	--	---

Développement
(suite)a) Dispositif expérimental.

Dans un bécher contenant $V_A = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, ajoutons progressivement, une solution de soude de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Relevons le pH du mélange pour chaque volume V_B de soude ajouté.

b) Tableau de valeurs.

$V_B(\text{cm}^3)$	0	1	2	3	4	6	10	14	16	18
PH	2,8	3,4	3,7	3,9	4,05	4,3	4,65	5	5,25	5,6

	19	19,5	19,8	20	20,2	20,5	21	22	23	24
	5,95	6,3	6,8	8,6	10,55	11,1	11,5	11,8	12	12,1

3.2 – Tracé de la courbe et caractéristiques.

* Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_B)$. Echelle : 1 cm pour 1 cm^3 ,
1 cm pour 1 unité de pH.

* La courbe présente **quatre parties** distinctes.

Partie I : $0 \leq V_B \leq 4 \text{ mL}$, le pH varie peu de 2,8 à 4,05.

Chaque élève prend la solution dans son cahier

Partie II : $4 \leq VB \leq 19$ mL, le pH varie très peu de façon linéaire de 4,05 à 5,95.

Partie III : $19 \leq VB \leq 21$ mL, le pH varie considérablement de 5,95 à 11,5.

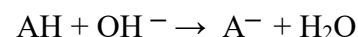
Partie III : $21 \leq VB \leq 24$ mL, Le pH varie faiblement de 11,5 à 12,1.

3.3 – Etude de l'équivalence.

a) Définition :

Au cours d'une réaction chimique totale, l'équivalence correspond au mélange des réactifs dans les proportions stoechiométriques.

Dans le cas de la réaction acide faible base forte de bilan :



On est à l'équivalence lorsque

ηAH	=	ηOH^-
apportée par la		apportée par la
solution acide		solution basique

b) Détermination du point d'équivalence :

Dans le cas de l'expérience : $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$, Na^+ spectateur.
pour atteindre l'équivalence, il faut ajouter un volume VBE de soude

tel que $\eta CH_3COOH = \eta OH^- \implies \boxed{CA.VA = CB.VBE} \implies VBE = CA.VA / CB$

AN: $VBE = (10^{-1} \times 20) / 10^{-1} = 20$ mL

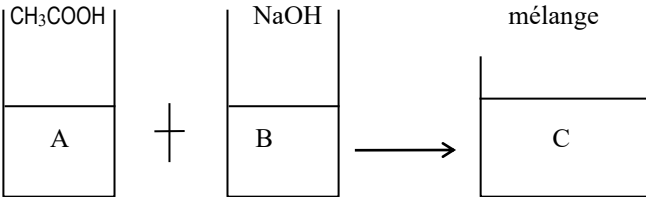
On lit sur la courbe le pH correspondent: **pHE = 8,6** (ou 8,7)

Le point **E (VBE , pHE)** est appelé point d'équivalence. Il appartient à la partie III.

Remarque : Le point d'équivalence E correspond au point d'inflexion situé dans la zone III.

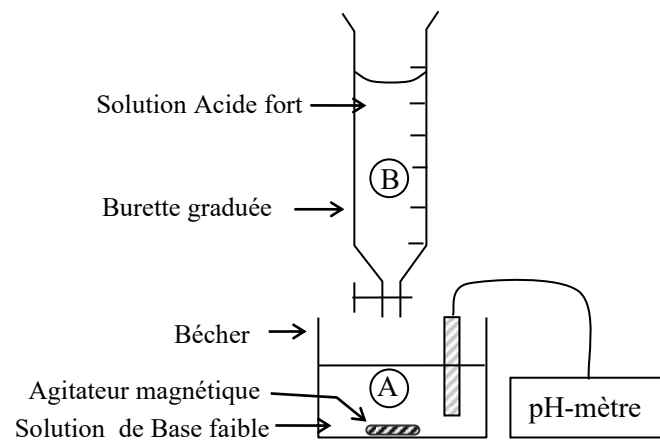
Il peut être déterminé graphiquement par **la méthode des tangentes parallèles**.
(voir livre page 32 paragraphe 2.3.2)

NB : A l'équivalence le **pHE > 7. Le mélange est basique**. Ce résultat est prévisible car

			Chaque élève prend la solution dans son cahier <u>Activité 3</u>	d'après l'équation bilan : $\text{CH}_3\text{COOH} + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$ A l'équivalence, tous les CH_3COOH ont réagi. Le mélange est composé alors de CH_3COO^-, Na^+, H_2O. Ce qui correspond à une solution aqueuse d'éthanoate de sodium qui est basique. c) Composition du mélange et pH à l'équivalence :  $V_A = 20 \text{ mL}$ $V_{BE} = 20 \text{ mL}$ $V_C = V_A + V_{BE} = 40 \text{ mL}$ $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ $\text{pH} = 8,6$ <u>Espèces en solution C :</u> H_3O^+, OH^-, Na^+, CH_3COO^-, CH_3COOH, H_2O <u>Calcul des concentrations:</u> $\text{pH} = 8,6 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,6} = 2,51 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ $K_e \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-5,4} = 3,98 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ $\text{Na}^+ \text{ spectateur : } [\text{Na}^+] = n \text{ Na}^+_{(B)} / V_C = C_B \cdot V_{BE} / V_C = 10^{-1} \cdot 20 / 40 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ <u>EN :</u> $[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-] = 4,9996 \cdot 10^{-2} \approx 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ <u>CM :</u> $C_A \cdot V_A / V_C = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = C_A \cdot V_A / V_C - [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 5 \cdot 10^{-2} - 4,9996 \cdot 10^{-2} \approx 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ <u>Nature du mélange:</u>
--	--	--	--	--

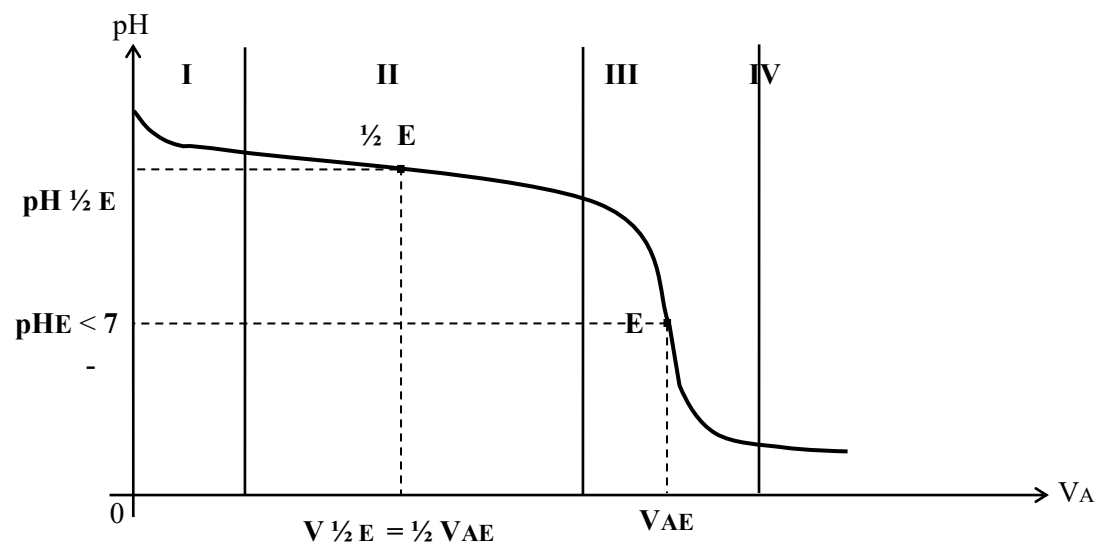
EVALUATION	Travail de groupe	Situation D'évaluation Le professeur accorde un temps de recherche. Un élève est envoyé au tableau pour la correction. Le professeur valide le corrigé	Chaque élève prend la solution dans son cahier	H_3O^+ : minoritaire CH_3COOH : ultra minoritaire (quasi nulle) OH^-, CH_3COO^- et Na^+ sont en quantité importante. Le mélange est équivalent à une solution d'éthanoate de sodium qui est basique ($\text{pH} > 7$). 3. 4 – Etude de la demi-équivalence. a) Présentation : Au cours de la réaction entre un acide faible base forte de bilan : $\text{AH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$ On est à la demi-équivalence lorsque la moitié de l'acide a réagi. Pour cela, la quantité de base à apporter est telle que: $\frac{1}{2} \eta \text{AH} = \eta \text{OH}^-$ apportée par la solution acide apportée par la solution basique Le mélange est alors équimolaire en acide et base conjuguée : $[\text{AH}] = [\text{A}^-]$ Le pH du mélange est : $\text{pH} = \text{pKa} + \text{Log} \left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} \right) = \text{pKa} + \text{Log} (1) = \text{pKa}$ pH = pKa b) Détermination du point de demi-équivalence et pKa : Dans le cas de l'expérience : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$, Na^+ spectateur.
------------	-------------------	---	--	--

				Pour atteindre la demi-équivalence, il faut ajouter un volume $V_{1/2 E}$ de soude tel que $\frac{1}{2} \eta \text{CH}_3\text{COOH} = \eta \text{OH}^- \implies \frac{1}{2} \text{CA.VA} = \text{CB.V}_{1/2 E}$ $\implies V_{1/2 E} = \frac{1}{2} \text{CA.VA} / \text{CB} = \frac{1}{2} \text{VBE} \quad \boxed{V_{1/2 E} = \frac{1}{2} \text{VBE}} \quad \text{AN: } V_{1/2 E} = 20/2 = 10 \text{ mL}$ On lit sur la courbe le pH $_{1/2 E}$ correspondant: pH $_{1/2 E} = 4,6$ (ou 4,7) Le point $_{1/2 E}$ ($V_{1/2 E}$, pH $_{1/2 E}$) est appelé point de demi-équivalence. Il appartient à la partie II appelée zone de demi-équivalence. Le pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ est $\text{pKa} = \text{pH}_{1/2 E} = 4,6$ 4 – <u>REACTION ENTRE UNE BASE FAIBLE ET UNE ACIDE FORT</u> : 4.1- <u>Bilan de la réaction</u> : Quand on mélange une solution de base faible B (de couple BH^+ / B) avec une solution d'acide fort (H_3O^+, Ion^-), il se produit une réaction exothermique et totale entre B et H_3O^+. <u>Equation Bilan</u> : $\text{B} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O}$ <u>Exemples</u> : * Solution de HCOONa (HCOO^-, Na^+) de couple ($\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$) et solution de HCl (H_3O^+, Cl^-) $\text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \quad , \quad \text{Na}^+, \text{Cl}^- \text{ spectateurs.}$ * Solution de NH_3 de couple ($\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$) et solution de H_2SO_4 (H_3O^+, SO_4^{2-}) $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \quad , \quad \text{SO}_4^{2-} \text{ spectateur.}$
--	--	--	--	--

Travail
individuel4. 2- Courbe de variation du pH : C_B, V_B

On ajoute progressivement, une solution d'acide fort à une solution de base faible.

On relève le pH du mélange pour chaque volume V_A d'acide ajouté.



4. 3 – L'équivalence :



apportée par la
solution acide

apportée par la
solution basique

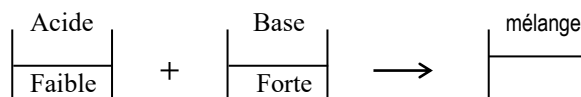
$$\Rightarrow \boxed{C_A \cdot V_{AE} = C_B \cdot V_B}$$

$\Rightarrow pH_E < 7$, le mélange est **acide**.

4. 4 – La demi-équivalence :

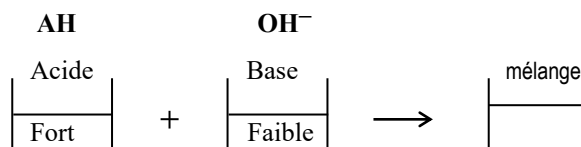
EVALUATION	Expérimentation Travail de groupe Travail individuel Recherches documentaires			$\frac{1}{2} \eta B = \eta H_3O^+$ apportée par la solution basique apportée par la solution acide $\Rightarrow [BH^+] = [B] \Rightarrow pH \frac{1}{2} E = pKa$ $\Rightarrow C_A \cdot V_{\frac{1}{2}E} = \frac{1}{2} C_B \cdot V_B \Rightarrow V_{\frac{1}{2}E} = \frac{1}{2} V_{AE}$ 5 – LES SOLUTIONS TAMPONS : 5.1 - Propriétés : Une solution tampons est une solution dont le pH est insensible à la dilution et à un apport relativement important d'acide ou de base. Toute solution aqueuse contenant un acide et sa base conjuguée tel que $[Acide] = [Base]$, a les propriétés d'une solution tampon. Au cours de la réaction entre un acide faible et une base forte (réaction entre un acide fort et une base faible), la condition $[Acide] = [Base]$ est réalisée à la demi-équivalence. Le mélange est alors une solution tampon. La partie II qui contient le point de $\frac{1}{2} E$ est appelée zone tampon. 5.2 - Importance : La plus part des réactions biochimiques se déroulent dans un domaine de pH peu étendu (presque constant). <u>Exemple</u> : A 38°C, grâce à plusieurs couples acide-bases, le sang veineux est tamponné à pH = 7,40 et le sang artériel à pH = 7,43. Une variation de 0,4 peut entraîner de graves complications et même la mort.
------------	---	--	--	---

5. 3 – Fabrication : (Voir fiche méthode page 78 du livre AREX Terminale C et D).



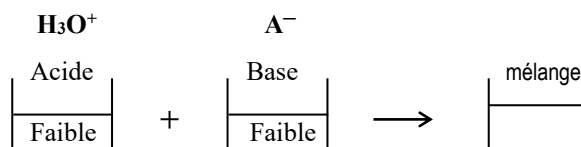
Il faut $\frac{1}{2} \eta_{AH} = \eta_{OH^-}$

$$\Rightarrow \frac{1}{2} CA.VA = CB.VB$$



Il faut $\frac{1}{2} \eta_{A^-} = \eta_{H_3O^+}$

$$\Rightarrow \frac{1}{2} CB.VB = CA.VA$$



Il faut $\eta_{A^-} = \eta_{AH}$

$$\Rightarrow CB.VB = CA.VA$$

--	--	--	--	--

--	--	--	--	--

FICHE DE LEÇON

Classe(s) : Terminale D**THEME : CHIMIE GÉNÉRALE****TITRE DE LEÇON : DOSAGE ACIDO-BASIQUE****Durée : 2 h**

HABILETÉS	CONTENUS
Connaître	le principe d'un dosage.
Réaliser	le dosage colorimétrique d'une solution commerciale de vinaigre.
Justifier	le choix d'un indicateur coloré.
Schématiser	le dispositif expérimental d'un dosage colorimétrique.
Déterminer	- la concentration molaire volumique en acide (ou en base) d'une solution commerciale ; - les concentrations molaires volumiques du mélange à l'équivalence ;
Dégager	l'intérêt d'un dosage.

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Regardant un documentaire sur la chaîne 1 de la Télévision ivoirienne, une élève de la Terminale D du Lycée des Jeunes Filles de Yopougon apprend que le vinaigre utilisé dans les foyers pour la vinaigrette est constitué essentiellement d'acide éthanoïque à 6° ou à 8°. Voulant vérifier cette information, elle et ses camarades de classe entreprennent de réaliser le dosage du vinaigre par la soude et de déterminer la concentration molaire volumique de la solution de vinaigre.

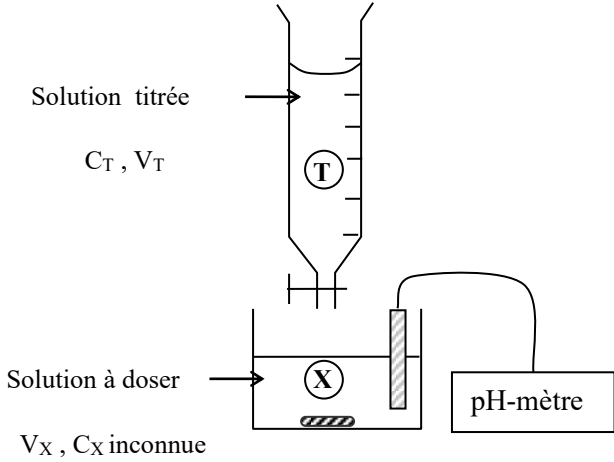
<u>Matériel par poste de travail</u>	<u>Supports didactiques</u>
- Vinaigre non coloré - solutions tirées de soude - Burette - Pipette jaugée - Béchers - Indicateurs colorés (B.B.T, hélianthine, phénolphthaléine) - Agitateur magnétique, - Multimètres - Thermomètre - Solution de nitrate d'argent - pH-mètre - Papier pH -	<u>Supports didactiques:</u> - Livre de Chimie AREX Terminale D
	<u>Bibliographie</u> <u>Bibliographie:</u> - 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 Les réactions acido-basiques.	Les élèves répondent aux questions	DOSAGE ACIDO-BASIQUE
Développement	Questions/réponses Expérimentation	-Le professeur fait lire la situation par un élève. Que décident de faire les élèves Activité1 :	- Un élève lit la situation les nouvelles. .	I – GENERALITES : * <u>Définition</u> : Doser une espèce chimique dans une solution, c'est déterminer sa concentration molaire volumique. * <u>Principe</u> : Il faut : - Réaliser avec l'espèce à doser une réaction chimique unique, rapide et totale, - Déterminer le point d'équivalence de la réaction, - Exploiter la condition d'équilibre. Ainsi pour doser : Un acide faible ou fort, on le fait réagir avec une base forte. $AH + OH^- \rightarrow A^- + H_2O \quad ; \quad H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$ Une base faible ou forte, on la fait réagir avec un acide fort. $B + H_3O^+ \rightarrow BH^+ + H_2O \quad ; \quad OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2H_2O$ II – DOSAGE COLORIMETRIQUE : 1 – Principe :

Développement (suite)	Travail de groupe	:	On utilise un indicateur coloré dont la zone de virage contient le pH à l'équivalence. 2 – Manipulation : Avec une pipette graduée, on place dans un bécher un volume V_X de la solution à doser. On ajoute quelques gouttes d'indicateur coloré. A l'aide d'une burette graduée, on ajoute progressivement la solution titrée (de concentration connue). Lorsque l'indicateur commence à virer, on est à l'équivalence. On arrête et on lit le volume V_{TE}. On réalise 2 à 3 fois l'expérience pour avoir une valeur moyenne de V_{TE}. 3 – Exploitation : On exploite la condition de l'équivalence pour trouver C_X. $\eta T = \eta X \Rightarrow C_T \cdot V_{TE} = C_X \cdot V_X$
--	--------------------------	----------	---

Développement (suite)	Questions/réponses Travail individuel		III – <u>DOSAGE pH-METRIQUE</u> : 1 – <u>Principe</u> : On trace la courbe de variation du pH. On détermine graphiquement le point d'équivalence par la méthode des tangentes parallèles. 2 – <u>Manipulation</u> : Avec une pipette graduée, on place dans un bécher un volume V_X de la solution à doser. On place dans le béchers la sonde (ou les sondes) de mesure du pH-mètre. A l'aide d'une burette graduée, on ajoute progressivement la solution titrée (de concentration connue). On relève les valeurs du pH pour les différents volumes de solution T ajoutée.  3 – <u>Exploitation</u> : On Trace la courbe $\text{pH} = f(V_T)$.
----------------------------------	--	--	---

Développement (suite)				Par la méthode des tangentes parallèles, on détermine le point d'équivalence E (V_{TE} , pH_E). On exploite la condition de l'équivalence pour trouver C_X . $\eta T = \eta X \Rightarrow C_T.V_{TE} = C_X.V_X$
				.
				.
	Expérimentat ion Travail de groupe Questions/ré ponses			

	Questions/réponses		Chaque élève prend la solution dans son cahier	
	Expérimentation			
	Travail de groupe			
	Travail individuel			
	Travail de groupe			
	Questions/réponses			

EVALUATION		<u>Activité 3</u>	Chaque élève prend la solution dans son cahier	-
		Situation		

EVALUATION		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	
-------------------	--	--	--	--

	Travail de groupe	<u>Activité 5</u> 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	
--	-------------------	--	--	--

	Travail individuel			

--	--	--	--	--

EVALUATION				
-------------------	--	--	--	--