

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
	<u>Bibliographie</u> <u>Bibliographie:</u> ▪ Livre de Chimie AREX Terminale D. - Guide et programmes Terminale D.

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.

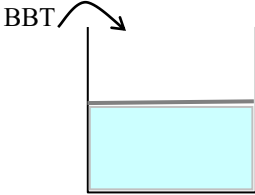
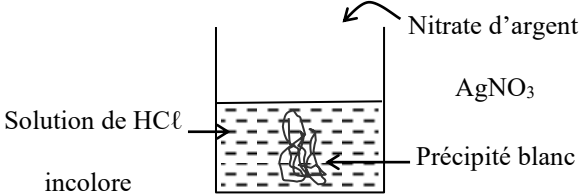
3 – ESPECES MAJORITAIRES ET MINORITAIRE :

4- REACTION ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE

4.1 Caractéristiques de la réaction

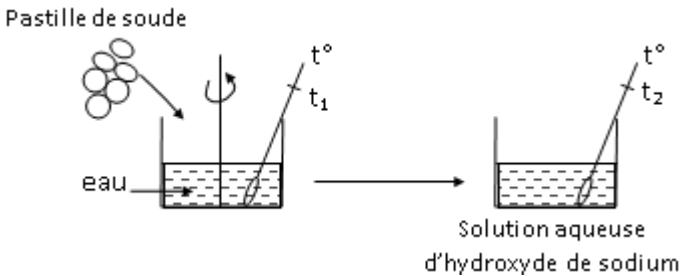
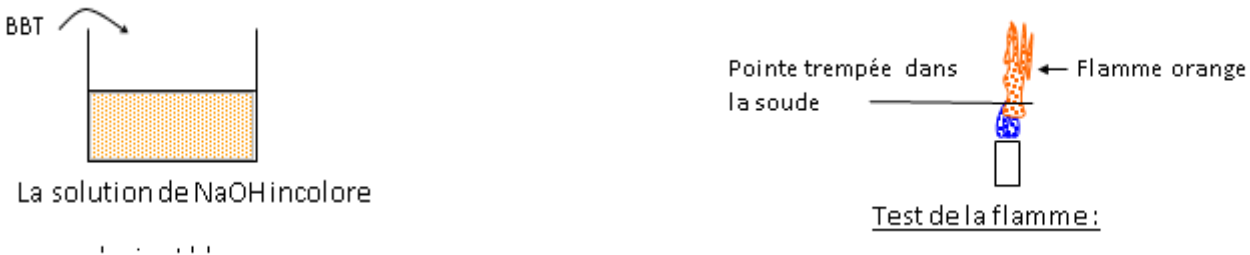
4.2 Equivalence acido-basique

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) <u>Mesures</u> : On dispose de plusieurs solutions d'acide chlorhydrique de concentration C différentes. La mesure des pH de ces solutions 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>1,1</td><td>2</td><td>3</td><td>4</td><td>5</td><td>6</td><td>6,8</td><td>7</td></tr><tr><td>On calcul : [H₃O⁺] =10^{-pH}</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	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
				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) <u>Observations</u>: 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 pH = - Log (C).																															
1.5 – <u>Autres acides forts.</u> <u>Monoacides</u> : 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: $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$ <u>Diacide</u> : 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 – <u>Généralisation.</u> * 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 : [H₃O⁺] = 2C pH = - Log (2C). <u>Activité d'application 2</u>																												

	Questions/réponses			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>  Test de la flamme :
--	--------------------	--	--	--

			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		$\implies [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} - 10^{-12} \approx 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ * 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 $[\text{NaOH}]_{\text{disparue}} = [\text{Na}^+]$ $\implies C = [\text{Na}^+] + [\text{NaOH}]_{\text{restante}}$ $\implies [\text{NaOH}]_{\text{restante}} = C - [\text{Na}^+] = 10^{-2} - 10^{-2} = 0 \text{ mol.L}^{-1}$																																				
		D'évaluation		c) <u>Conclusion</u> :																																				
	Le professeur accorde un temps de recherche.		Chaque élève prend la solution dans son cahier	$[\text{NaOH}]_{\text{restante}} = 0 \text{ mol.L}^{-1}$. 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.																																				
	Un élève est envoyé au tableau pour la correction.			Bilan de la réaction : $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (avec une flèche) (solide)																																				
		Le professeur valide le corrigé		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																																

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) :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{f}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{f}} \cdot (\text{V}_a + \text{V}_b) = 10^{-\text{pH}} \cdot (\text{V}_a + \text{V}_b)$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{f}} = 10^{-2,5} \times 30. 10^{-3} = 9,5. 10^{-5} \text{ mol} \approx \mathbf{10^{-4} \text{ mol.}}$$

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

$$n(\text{OH}^-)_{\text{f}} = 10^{-14+2,5} \times 30. 10^{-3} = 9,5. 10^{-14} \text{ mol} \approx \mathbf{0 \text{ mol.}}$$

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 :

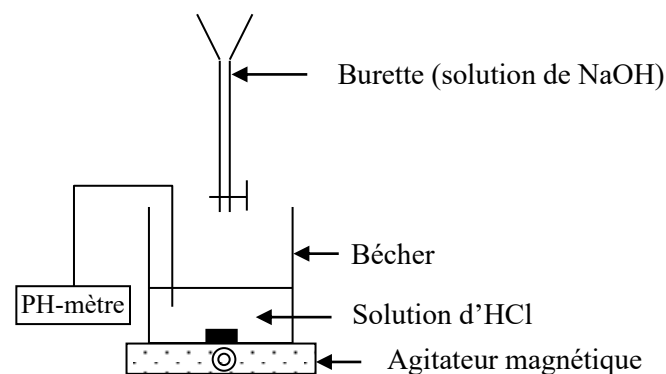


Lors de cette réaction, il y'a transfert d'un proton de l'ion H_3O^+ vers un ion OH^- .

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.

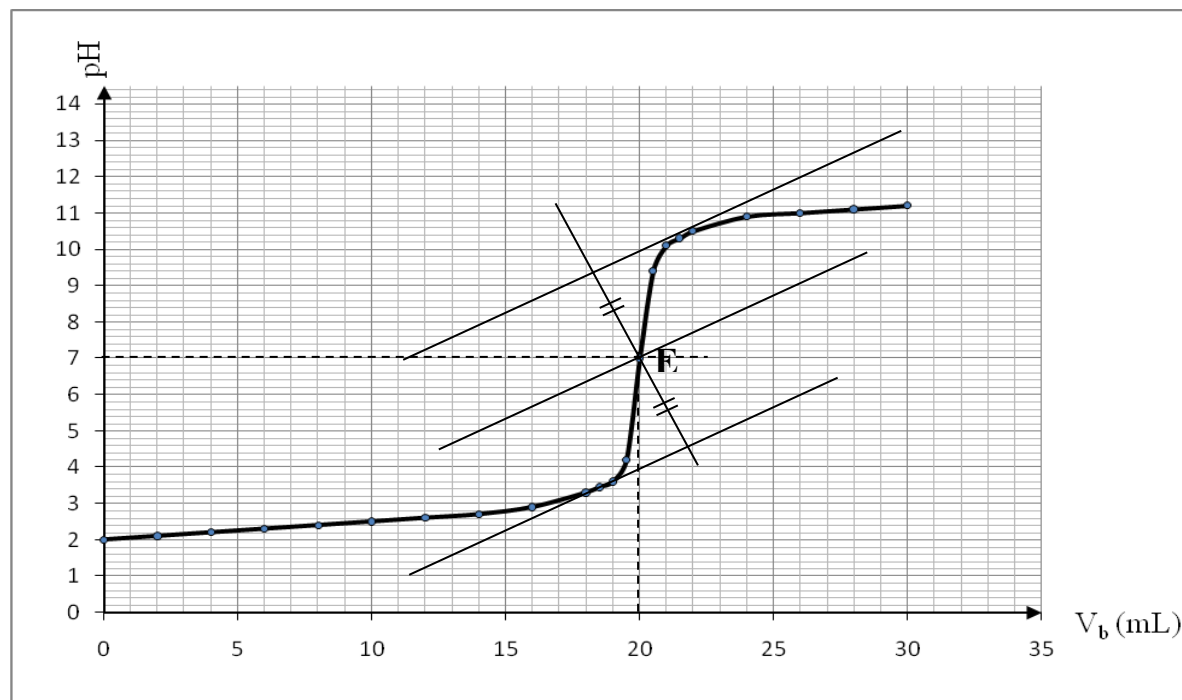


Dispositif du dosage

Les résultats figurent dans le 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

--	--	--	--	--

--	--	--	--	--