

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

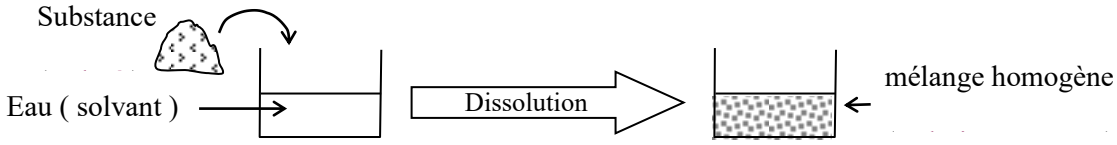
Une élève de Terminale D du Collège IGES de Yopougon – Sidéci échange avec son frère aîné étudiant en chimie. Elle apprend que l'eau est un solvant dipolaire. Cette propriété particulière lui permet de disloquer, d'ioniser et d'hydrater des composés chimiques.

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 : $(\text{g.L}^{-1}) \longleftarrow \tau_A = \frac{m_A}{V} \begin{array}{l} \nearrow (\text{g}) \\ \searrow (\text{L}) \end{array}$
--	--------------------------	----------	---

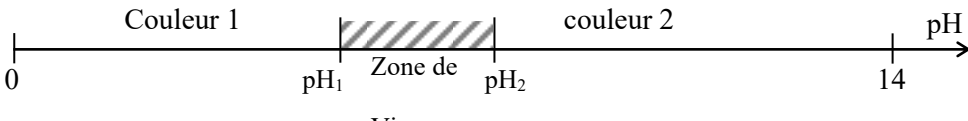
Développement (suite)	Questions/réponses Travail individuel			<u>Remarque</u> : On définit aussi les concentrations massiques volumiques. ▪ Pour le soluté : $C_{(g/L)} = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{volume de la solution}} = \frac{m_{(g)}}{V_{(L)}}$ ▪ Pour une espèce en solution : $[A]_{(g/L)} = \frac{\text{masse de A}}{\text{volume de la solution}} = \frac{m_{(g)}}{V_{(L)}}$ ▪ $C_{(g/L)} = m / V = (n \cdot M) / V = (n / V) \cdot M = M \cdot C_{(mol/L)}$ <u>Activité d'application 1</u> On dissout une masse m = 0,27 g de chlorure de cuivre II (CuCl₂) dans un volume V = 500 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_{Cu} = 63,5 g/mol ; M_{Cl} = 35,5 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.
	Questions/réponses		Chaque élève prend la solution dans son cahier	
	Expérimentation			
	Travail de groupe			
	Travail individuel			
	Travail de groupe			
	Questions/réponses			

			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°C $K_e = 10^{-14}$ à T = 60°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° 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 0 [H₃O⁺] > [OH⁻] 7 [H₃O⁺] < [OH⁻] 14 [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				
-------------------	--	--	--	--