


Niveau : T^{le} D	OG 6 : ANALYSER LES PHENOMENES QUI ONT LIEU AU COURS DE REACTIONS ACIDE-BASE.
TITRE : SOLUTIONS AQUEUSES – NOTION DE pH Durée : 4 H	
Objectifs OS 1 : Enoncer quelques propriétés de l'eau. spécifiques : OS 2 : Déterminer expérimentalement le pH de solutions aqueuses.	
Moyens : 	
Vocabulaire spécifique : Docs à portée de main	
Documentation : Livres de Chimie AREX Terminale C et D, Eurin-gié Terminale D. Guide pédagogique et Programme	
Amorce : L'eau est la substance la plus répandue à la surface du globe ; elle intervient dans de très nombreuses activités domestiques, agricoles et industrielles. Elle est aussi le solvant le plus utilisé en chimie, non seulement en raison de son abondance mais aussi pour ses propriétés physicochimiques particulières. L'une des plus importantes propriétés de l'eau est son ionisation partielle. Dans ce premier chapitre consacré aux acides et aux bases, nous allons étudier la réaction d'ionisation partielle de l'eau et quelques-unes de ses conséquences.	
Plan du cours : I) Solutions aqueuses 1° Définition 2° Concentrations dans une solution aqueuse 2.1° Concentration molaire volumique 2.1.1° Concentration d'une solution 2.1.2° Concentration molaire d'une espèce chimique 2.2° Concentration massique 2.3° Dilution des solutions 3° Autoprotolyse de l'eau 4° Produit ionique de l'eau II) Notion de pH 1° Définition 2° Mesure du pH	3° Classification des solutions aqueuses en fonction du pH 3.1° Solution neutre 3.2° Solution acide 3.3° Solution basique

I) Solutions aqueuses

1° Définition

Une solution aqueuse s'obtient en dissolvant un ou plusieurs **solutés** dans l'eau qui est le **solvant**.

2° Concentrations dans une solution aqueuse

2.1° Concentration molaire volumique

2.1.1° Concentration d'une solution

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 :

$$(\text{mol/L}) \longleftarrow C = \frac{n}{V} \begin{array}{l} \longrightarrow (\text{mol}) \\ \longrightarrow (\text{L}) \end{array}$$

2.1.2° Concentration molaire d'une espèce chimique

La concentration d'une espèce chimique A dans un volume **V** de solution, notée [A], est égale au quotient de la quantité de matière **n_A** dissoute de A par le volume **V** :

$$[A] = \frac{n_A}{V}$$

Elle s'exprime en mol.L⁻¹.



Remarques :

- La concentration **C** d'une solution exprime de quelle manière la solution a été préparée.

- La concentration $[A]$ d'une espèce chimique A exprime la quantité de matière de A effectivement présente dans un litre de solution.

Exercice d'application

250 mL de solution de sulfate d'aluminium $\{Al_2(SO_4)_3\}$ ont été obtenus par dissolution de $m = 17,1$ g de $Al_2(SO_4)_3$.

- 1) Quelle est la concentration molaire C de la solution.
- 2) En déduire la concentration molaire en ions aluminium et sulfate de cette solution.
- 3) Montrer que la solution est électriquement neutre.

On donne : $M_{Al} = 27 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_S = 32,1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

Résolution

- 1) $C = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2) $Al_2(SO_4)_3 \xrightarrow{\text{eau}} 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$; $[Al^{3+}] = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$; $[SO_4^{2-}] = 0,60 \text{ mol.L}^{-1}$.

3) Le sulfate d'aluminium est un cristal ionique (donc totalement dissocié en solution).

Le nombre de charges positives dans la solution est : $N_+ = n_{Al^{3+}} \times q_{Al^{3+}} = 3n_{Al^{3+}}$

Le nombre de charges négatives dans la solution est : $N_- = n_{SO_4^{2-}} \times |q_{SO_4^{2-}}| = 2n_{SO_4^{2-}}$.

La solution est électriquement neutre $\Rightarrow N_+ = N_-$ soit $3n_{Al^{3+}} = 2n_{SO_4^{2-}}$.

En divisant par le volume V on a : $\Rightarrow N_+ = N_-$ soit $3 \times [Al^{3+}] = 2 \times [SO_4^{2-}]$.

$$\text{AN : } 3 \times [Al^{3+}] = 1,2 \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } 2 \times [SO_4^{2-}] = 1,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

La solution est donc électriquement neutre.

Remarque : De façon générale l'électroneutralité des solutions aqueuses est traduite par l'égalité ci-après :

$$\sum (\alpha [X^{\alpha+}]) = \sum (\beta [Y^{\beta-}]).$$

$[X^{\alpha+}]$: espèces chargées positivement ; $[Y^{\beta-}]$: espèces chargées négativement

2.2° Concentration massique

C'est le quotient de la masse dissoute m_A d'une substance A par le volume V de la solution :

$$(\text{g.L}^{-1}) \longleftarrow C_A = \frac{m_A}{V} \begin{array}{l} \longrightarrow (\text{g}) \\ \longrightarrow (\text{L}) \end{array}$$

2.3° Dilution des solutions

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.

Remarque : Au cours de la dilution, la quantité de matière des solutés ne change pas.

$$n_f = n_i \quad \Rightarrow \quad C_f V_f = C_i V_i$$

Soit :

$$C_f = \frac{C_i V_i}{V_f}$$

Exercice d'application

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 $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$?

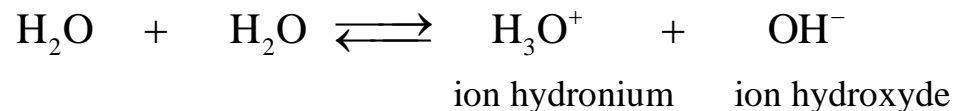
Résolution



$$V_{\text{eau}} = 90 \text{ mL.}$$

3° Autoprotolyse de l'eau

L'eau pure est très peu conductrice du courant électrique. Cette faible conductivité s'explique par l'existence d'ions en faible concentration. Ces ions proviennent de l'ionisation partielle des molécules d'eau conduisant à l'équilibre chimique suivant :



Cette réaction qui est un transfert de proton H^+ entre deux molécules d'eau s'appelle **autoprotolyse** de l'eau.

4° Produit ionique de l'eau

Dans une solution aqueuse quelconque, le produit des concentrations en ions H_3O^+ et OH^- reste constant à une température donnée. Ce produit noté **Ke** est appelé **produit ionique de l'eau**.

$$K_e = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

Ke est une grandeur **sans unité** ; sa valeur **augmente avec la température**.

Remarque : A $25^\circ C$, $K_e = 10^{-14}$ à $25^\circ C$.

A $30^\circ C$, $K_e = 1,48 \cdot 10^{-14}$.



II) Notion de pH

1° Définition

Pour des solutions suffisamment diluées, le pH est donné par la relation :

$$pH = -\lg [H_3O^+]$$

Remarque : En toute rigueur la relation $pH = -\lg [H_3O^+]$ n'est valable que pour des solutions suffisamment diluées ($[H_3O^+] \leq 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$).

2° Mesure du pH

Le pH d'une solution aqueuse peut se mesurer de deux façons :

- par la mesure **électrique** avec le **pH-mètre** ;
- par la mesure **colorimétrique** avec le **papier pH**.

3° Classification des solutions aqueuses en fonction du pH

3.1° Solution neutre

Une solution est neutre du point de vue acido-basique si elle contient autant d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- ($[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$).

Remarque : A 25°C , $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$\text{Solution neutre} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-7}) = 7$$

A 25°C , le pH d'une solution neutre est **égal à 7** ($\text{pH} = 7$).

3.2° Solution acide

Une solution est acide si elle contient plus d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- ($[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$).

Remarque : A 25°C , le pH d'une solution acide est **inférieur à 7** ($\text{pH} < 7$).

3.3° Solution basique

Une solution est basique si elle contient moins d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- ($[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$).

Remarque : A 25°C , le pH d'une solution basique est **supérieur à 7** ($\text{pH} > 7$).