

pH DES SOLUTIONS AQUEUSES

OBJECTIFS

- 1/ Etablir une relation entre le pH d'une solution d'acide fort et sa concentration molaire C .
- 2/ Etablir une relation entre le pH d'une solution de base forte et sa concentration molaire C .

PRÉREQUIS

- * Calcul du logarithme décimal d'un nombre.
- * Utilisation d'un pH-mètre pour mesurer le pH d'une solution aqueuse.
- * Préparation d'une solution de titre connu à partir d'une solution mère.

PLAN

- I- pH d'une solution aqueuse
- II- pH d'une solution aqueuse d'un monoacide fort
- III- pH d'une solution aqueuse d'une monobase forte



S'il est vrai que pour la désinfection de l'eau d'une piscine la filtration est indispensable à l'obtention d'une eau claire et sans germes, elle n'est pas pour autant suffisante. Le traitement chimique est lui aussi indispensable pour obtenir une eau de bonne qualité chimique et bactériologique. Le traitement permet l'ajustement du pH pour obtenir une eau douce et la désinfection de l'eau pour détruire les bactéries, virus et champignons. Par ailleurs la lutte contre les algues permet d'éviter leur prolifération.

Pour un traitement efficace et une désinfection de l'eau d'une piscine réussie, le pH doit se situer entre 7,0 et 7,4.

Comment peut-on vérifier le pH d'une eau de piscine ?

Comment peut-on ajuster ce pH s'il n'est pas aux normes ?

I- pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE

I-1/ Définition du pH

Pour caractériser l'acidité d'un milieu Soëren Soërensen, a introduit en 1909 une grandeur pratique, le **pH** qui est l'abréviation de l'expression "potentiel d'hydrogène".

Le pH est une grandeur sans unité exprimé par un nombre positif lié à la molarité des ions hydronium H_3O^+ d'une solution aqueuse. Il permet de caractériser l'acidité ou la basicité d'une solution aqueuse. Il est défini par la relation :

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

qui est équivalente à:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}.$$

Cette relation n'est pas valable pour les solutions concentrées pour lesquelles la concentration molaire est supérieure à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exemples

a) Soit une solution aqueuse dans laquelle $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C , l'application de la définition donne:

$$\text{pH} = -\log 10^{-4}; \text{ soit } \text{pH} = 4.$$

b) Soit une solution aqueuse dans laquelle $[\text{OH}^-] = 2.10^{-2} \text{ mmol.L}^{-1}$ à 25°C , l'expression de la loi d'action de masse conduit à :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{2.10^{-5}} = 5.10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

d'où :

$$\text{pH} = -\log 5.10^{-10} = 9,30.$$

c) Pour une solution de pH égal à 3,2 à 25°C , la concentration molaire en ions hydronium H_3O^+ est :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,2} = 6,3.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$$

La concentration molaire en ions hydroxyde OH^- est :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{6,3.10^{-4}} = 1,58.10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Rappel de mathématiques

Pour tous réels positifs a et b, on a :

$$\log (a.b) = \log a + \log b$$

$$\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$$

$$\log a^b = b \log a$$

$$\log 10^b = b$$

$$\log 10 = 1$$

$$\log 1 = 0$$

$$\text{si : } \log a = b, \text{ alors } a = 10^b$$

I-2/ Relation entre la nature acido-basique d'une solution et son pH

a) Pour une solution neutre, on a :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-].$$

Comme

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

On en déduit que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e};$$

et par suite :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (K_e^{1/2})$$

soit :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_e$$

b) Pour une solution acide, on a:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$

soit

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > \sqrt{K_e}$$

et par suite :

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] < -\log (K_e^{1/2})$$

soit :

$$\text{pH} < \frac{1}{2} \text{p}K_e.$$

c) Pour une solution aqueuse basique on a :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$$

soit

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < \sqrt{K_e}$$

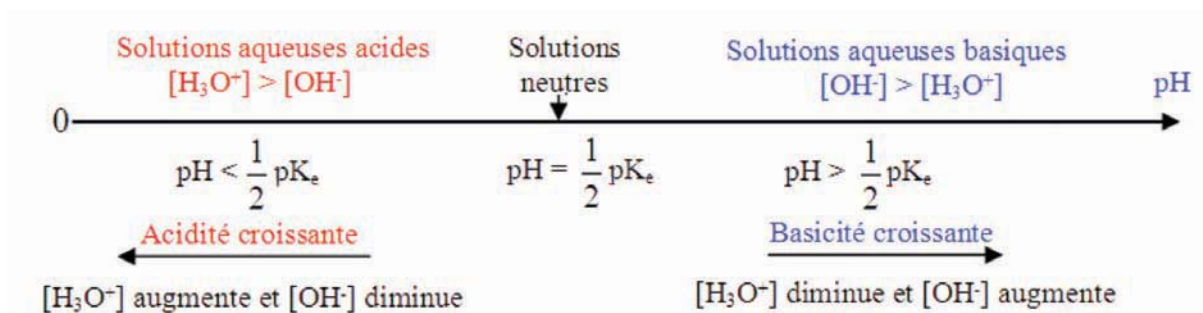
et par suite :

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] > -\log (K_e^{1/2})$$

soit :

$$\text{pH} > \text{p}K_e.$$

Les conclusions précédentes peuvent nous permettre de proposer l'échelle de pH suivante, valable à n'importe quelle température :



Remarque

Le pH d'une solution aqueuse dépend de la nature de cette solution et de sa température :

A 25°C le pK_e de l'eau vaut 14 en conséquence:

- a) le pH d'une solution neutre est égal à 7;
- b) le pH d'une solution acide est inférieur à 7;
- c) le pH d'une solution basique est supérieur à 7.

A 60°C le pK_e de l'eau vaut 13 en conséquence:

- a) le pH d'une solution neutre est égal à 6,5 ;
- b) le pH d'une solution acide est inférieur à 6,5 ;
- c) le pH d'une solution basique est supérieur à 6,5.

I-3/ Méthodes de mesure du pH d'une solution aqueuse

Deux méthodes sont utilisées dans la pratique pour mesurer le pH d'une solution aqueuse.

a) Dans la première nous utilisons un papier indicateur universel de pH (**fig.1a**) qui nous permet d'avoir une valeur approximative du pH.

b) Dans la seconde, nous utilisons un pH-mètre préalablement étalonné (**fig.1b**). Certains pH-mètres permettent de faire des mesures à cinq millièmes d'unité de pH près. Les pH-mètres courants indiquent des valeurs de pH au centième d'unité de pH.



(a)



(b)

Figure 1. Détermination expérimentale du pH :

a) par le papier indicateur universel de pH.

b) par le pH-mètre.

II- pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE D'UN MONOACIDE FORT

II-1/ Activité

Mesurer à l'aide d'un pH-mètre, le pH de quelques solutions aqueuses de chlorure d'hydrogène de concentrations molaires respectives 5.10^{-3} , 2.10^{-3} et 10^{-4} mol.L⁻¹ (fig.2).

Consigner les résultats obtenus dans le tableau suivant:

Figure 2. pH d'une solution de chlorure d'hydrogène 5.10^{-3} M.

C (mol.L ⁻¹)	5.10^{-3}	2.10^{-3}	10^{-4}
pH _{mesuré}			

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction d'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau.

2. Dresser le tableau descriptif d'évolution de l'un des systèmes réalisés.

3. Etablir la relation qui existe entre la concentration molaire de l'acide fort et le pH.

II-2/ Interprétation

Les résultats obtenus sont rassemblés dans le tableau suivant :

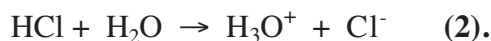
C (mol.L ⁻¹)	5.10^{-3}	2.10^{-3}	10^{-4}
pH _{mesuré}	2,30	2,70	4,00

Les équations chimiques à considérer sont :

a) l'ionisation propre de l'eau qui est une réaction limitée:



b) la réaction entre l'eau et le chlorure d'hydrogène est considérée comme une réaction pratiquement totale car le chlorure d'hydrogène est un acide fort :



En utilisant l'avancement volumique de la réaction, le tableau descriptif d'évolution du système est :

Equation chimique		$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$		
Etat du système	Avancement volumique	Concentration (mol.L ⁻¹)		
Etat initial	0	C	Excès	$0 \quad 10^{-\frac{\text{pK}_c}{2}}$
Etat final	y_f	$C - y_f$	Excès	$y_f \quad 10^{-\text{pH}}$

Les ions hydronium étant issus de la réaction (1) d'ionisation propre de l'eau et de la réaction (2) du chlorure d'hydrogène avec l'eau, on a donc:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 + [\text{H}_3\text{O}^+]_2$$

Comme la réaction d'ionisation propre de l'eau libère autant d'ions hydronium que d'ions hydroxyde ($[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = [\text{OH}^-]_1$) alors :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]_1 + [\text{H}_3\text{O}^+]_2$$

D'autre part, la réaction (2) de dissociation du chlorure d'hydrogène libère autant d'ions hydronium que d'ions chlorure, on a donc:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = [\text{Cl}^-] = y_f$$

D'où:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]_1 + y_f$$

Comme les ions hydroxyde proviennent uniquement de la réaction (1), on peut alors écrire tout simplement :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + y_f$$

L'application de la loi d'action de masse pour l'équation chimique (1) permet d'écrire :

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

soit

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-\text{pK}_c}}{10^{-\text{pH}}} = 10^{\text{pH} - \text{pK}_c}$$

D'où:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH} - \text{pK}_c} + y_f$$

L'acide étant fort, on a donc : $y_f = C$.

En conséquence :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH} - \text{pK}_c} + C$$

$$C = [\text{H}_3\text{O}^+] - 10^{\text{pH} - \text{pK}_c} = 10^{-\text{pH}} - 10^{\text{pH} - \text{pK}_c} \quad \text{(I)}$$

Calculons $10^{-\text{pH}}$ et $10^{\text{pH}-\text{pK}_e}$ pour les solutions utilisées:

Concentration (mol.L ⁻¹)	$5 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	10^{-4}
pH _{mesuré}	2,30	2,70	4,00
$10^{-\text{pH}}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	10^{-4}
$10^{\text{pH}-\text{pK}_e}$	$2 \cdot 10^{-12}$	$5 \cdot 10^{-12}$	10^{-10}

D'après ces calculs, on constate que le terme $10^{\text{pH}-\text{pK}_e}$ qui représente la molarité des ions hydronium provenant de l'ionisation propre de l'eau, peut être considéré, pour les solutions envisagées, négligeable devant le terme $10^{-\text{pH}}$ qui représente la molarité des ions hydronium présents dans la solution.

D'une manière générale, pour pouvoir négliger x devant y il suffit d'admettre que : $\frac{x}{y} \leq 0,05$.

Appliquons cette approximation à la relation (I) précédente pour déterminer les valeurs du pH permettant de négliger $10^{\text{pH}-\text{pK}_e}$ devant $10^{-\text{pH}}$ afin d'obtenir une relation plus simple.

$$\frac{10^{\text{pH}-\text{pK}_e}}{10^{-\text{pH}}} \leq 0,05$$

Soit :

$$10^{2\text{pH}-\text{pK}_e} \leq 5 \cdot 10^{-2}$$

D'où :

$$2\text{pH} - \text{pK}_e \leq -2 + \log 5$$

Soit : $\text{pH} \leq 6,35$.

En conséquence, pour des solutions d'acides forts de concentration C et de pH inférieur à 6 environ, on a la relation :

$$C = 10^{-\text{pH}}$$

soit :

$$\text{pH} = -\log C.$$

Pour une solution d'acide fort, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau, la relation entre le pH et la concentration C de l'acide est :

$$C = 10^{-\text{pH}} ; \text{ soit : } \text{pH} = -\log C.$$

Remarques

1. Le raisonnement est analogue pour tous les monoacides forts pour lesquels $C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ et le pH est inférieur à six.

2. Dans le cas où la solution est extrêmement diluée ($C < 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ et le pH est supérieur à six), les ions H_3O^+ et OH^- provenant de l'ionisation de l'eau ne sont plus négligeables devant ceux qui proviennent de la réaction (2); la relation précédente ($\text{pH} = -\log C$) n'est plus valable. Ce cas est évidemment hors programme.

III- pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE D'UNE MONOBASE FORTE

III-1/ Activité

Mesurer à l'aide d'un pH-mètre, le pH de quelques solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium de concentrations molaires respectives 10^{-2} , 5.10^{-3} et 2.10^{-4} mol.L⁻¹ (fig.3).

Consigner les résultats des mesures dans le tableau suivant :

C (mol.L ⁻¹)	10^{-2}	5.10^{-3}	2.10^{-4}
pH _{mesuré}			



Figure 3. pH d'une solution d'hydroxyde de sodium 5.10^{-3} M.

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction de dissociation de l'hydroxyde de sodium.
2. Dresser le tableau descriptif d'évolution de l'un des systèmes réalisés.
3. Etablir la relation qui existe entre la concentration molaire de la base forte et le pH.

III-2/ Interprétation

Les résultats obtenus sont rassemblés dans le tableau suivant :

C (mol.L ⁻¹)	10^{-2}	5.10^{-3}	2.10^{-4}
pH _{mesuré}	12,00	11,70	10,30

Les équations chimiques à considérer sont :

- a) l'ionisation propre de l'eau qui est une réaction limitée :



- b) La réaction entre l'eau et l'hydroxyde de sodium qui est considérée comme une réaction pratiquement totale car l'hydroxyde de sodium est une base forte :



En utilisant l'avancement volumique de la réaction, le tableau descriptif d'évolution du système est :

Equation chimique		NaOH \rightarrow Na ⁺ + OH ⁻		
Etat du système	Avancement volumique	Concentration (mol.L ⁻¹)		
Etat initial	0	C	0	$10^{-\frac{pK_e}{2}}$
Etat final	y_f	$C - y_f$	y_f	10^{pH-pK_e}

Les ions hydroxyde étant issus de la réaction de dissociation de l'eau (1) et de la réaction entre l'eau et l'hydroxyde de sodium (3), on a donc :

$$[\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]_1 + [\text{OH}^-]_3$$

Comme la réaction d'ionisation de l'eau libère autant d'ions hydronium que d'ions hydroxyde et que les ions hydronium proviennent uniquement de la réaction (1), on a :

$$[\text{OH}^-]_1 = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

D'où :

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pH}} + [\text{OH}^-]_3$$

D'autre part, la réaction (3) libère autant d'ions hydroxyde que d'ions sodium, on a donc :

$$[\text{OH}^-]_3 = [\text{Na}^+] = y_f$$

D'où :

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pH}} + y_f$$

D'après l'expression du produit ionique de l'eau :

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

On en déduit :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-pK_e}}{10^{-\text{pH}}} = 10^{\text{pH}-pK_e}$$

En conséquence :

$$10^{\text{pH}-pK_e} = 10^{-\text{pH}} + y_f$$

La base étant forte, on a donc $y_f = C$.

D'où :

$$10^{\text{pH}-pK_e} = 10^{-\text{pH}} + C$$

Soit :

$$C = 10^{\text{pH}-pK_e} - 10^{-\text{pH}} \quad \text{(II)}$$

Calculons $10^{\text{pH}-\text{pK}_e}$ et $10^{-\text{pH}}$ pour les solutions considérées :

Concentration (mol.L ⁻¹)	10^{-2}	$5 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-4}$
pH _{mesuré}	12,0	11,7	10,3
$10^{-\text{pH}}$	10^{-12}	$2 \cdot 10^{-11}$	$5 \cdot 10^{-11}$
$10^{\text{pH}-\text{pK}_e}$	10^{-2}	$5 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-4}$

D'après ces calculs, on constate que le terme $10^{-\text{pH}}$ qui représente la molarité des ions hydroxyde provenant de l'ionisation propre de l'eau, peut être considéré, pour les solutions envisagées, comme négligeable devant le terme $10^{\text{pH}-\text{pK}_e}$ qui représente la molarité des ions hydroxyde présents dans la solution.

Appliquons cette approximation à la relation (II) précédente pour déterminer les valeurs du pH permettant de négliger $10^{-\text{pH}}$ devant $10^{\text{pH}-\text{pK}_e}$ afin d'obtenir une relation plus simple.

Soit :

$$\frac{10^{-\text{pH}}}{10^{\text{pH}-\text{pK}_e}} \leq 0,05$$

D'où :

$$10^{\text{pK}_e - 2\text{pH}} \leq 5 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pK}_e - 2\text{pH} \leq -2 + \log 5$$

Soit :

$$\text{pH} \geq 7,65 .$$

En conséquence, pour des solutions de bases fortes de concentration C et de pH supérieur à 8, on a la relation :

$$C = 10^{\text{pH}-\text{pK}_e}$$

soit :

$$\text{pH} = \text{pK}_e + \log C .$$

Pour une solution de base forte, quand on pourra négliger les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau, la relation entre le pH et la concentration C de la base est :

$$C = 10^{\text{pH}-\text{pK}_e} ; \quad \text{soit : } \text{pH} = \text{pK}_e + \log C .$$

Remarques

a) Le raisonnement est analogue pour toutes les monobases fortes pour lesquelles $C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ et le pH est supérieur à huit.

b) Dans le cas où la solution est extrêmement diluée ($C < 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ et le pH est inférieur à huit), les ions H_3O^+ et les ions OH^- provenant de l'ionisation propre de l'eau ne sont plus négligeables devant ceux issus de l'ionisation de la base et la relation précédente ($\text{pH} = \text{pK}_e + \log C$) n'est plus valable. Ce cas est évidemment hors programme.

L'ESSENTIEL DU COURS

Le pH est une grandeur exprimée par un nombre positif lié à la molarité des ions hydronium H_3O^+ d'une solution aqueuse. Il est défini par la relation :

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

- Pour une solution neutre: $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_e$.
- Pour une solution acide: $\text{pH} < \frac{1}{2} \text{pK}_e$.
- une solution basique: $\text{pH} > \frac{1}{2} \text{pK}_e$.
- Pour une solution d'acide ou de base, les relations suivantes permettent de calculer le pH si on connaît la concentration molaire C de la solution et réciproquement

Nature de la solution	Calcul du pH	Calcul de C (mol.L ⁻¹)	Validité des expressions
acide fort	$\text{pH} = -\log C$	$C = 10^{-\text{pH}}$	$\text{pH} < 6$
base forte	$\text{pH} = \text{pK}_e + \log C$	$C = 10^{\text{pH} - \text{pK}_e}$	$\text{pH} > 8$
acide faible	$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log C)$	$C = 10^{\text{pK}_a - 2 \text{pH}}$	$\text{pH} < 6$ pour les solutions acides faiblement ionisés
base faible	$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \text{pK}_e + \log C)$	$C = 10^{2 \text{pH} - \text{pK}_e - \text{pK}_a}$	$\text{pH} > 8$ pour les bases faiblement ionisés

ACTIVITÉ DOCUMENTAIRE

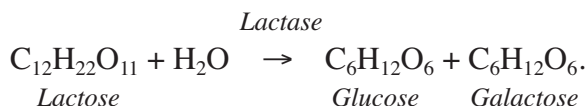
L'ACIDE LACTIQUE

Le lait recueilli après la traite, même réalisée dans des conditions d'hygiène satisfaisantes, contient toujours des microorganismes.

En raison de la température du lait, de sa teneur élevée en eau (87,5%), de ses éléments nutritifs et de son pH proche de la neutralité (6,6 à 6,8) de nombreuses bactéries y trouvent des conditions favorables à leur développement. Celui-ci ne commence que dans les 3 ou 4 heures qui suivent la traite lorsque le lait est maintenu à température ambiante.

Lorsque le lait est maintenu entre 20°C et 40°C, ce sont habituellement les bactéries mésophiles qui se multiplient. Parmi celles-ci les bactéries lactiques, en particulier celles du genre *Streptococcus*, constituent habituellement la flore naturelle majeure du lait.

Le lactose, principal sucre du lait (49 g.L⁻¹) est un substrat de fermentation pour les bactéries lactiques. En présence de lactase (lactate déshydrogénase), enzyme sécrétée par les bactéries lactiques, le lactose est hydrolysé en glucose et galactose :



Le glucose est ensuite transformé en acide pyruvique, par l'ensemble des réactions de la glycolyse dans la cellule alors que le galactose est excrété hors de la cellule. Enfin l'acide pyruvique est transformé en acide lactique : CH₃-CHOH-COOH.

Le lait s'acidifie par formation d'acide lactique (pK_a = 3,8). Lorsque le pH atteint 4,6, les caséines du lait précipitent ce qui entraîne la coagulation du lait.

Le maintien du lait au froid a essentiellement pour but d'arrêter le développement des microorganismes. Il ne peut ni améliorer la qualité initiale du lait ni entraîner la mort des bactéries. Dès que la température est abaissée au voisinage de 10°C la croissance de certains microorganismes est fortement ralentie. A la température de 4°C elle est arrêtée. C'est le cas des bactéries lactiques, responsables de l'acidification.

Questions

- 1/ Ecrire l'équation chimique d'ionisation de l'acide lactique dans l'eau.
- 2/ Déterminer la concentration de l'acide lactique dans le lait lorsqu'il coagule.
- 3/ Quelles précaution faut-il prendre pour éviter la coagulation du lait ?

EXERCICES D'ÉVALUATION

VERIFIER SES ACQUIS

Questions avec choix de réponses multiples

Choisir la bonne réponse.

Si la concentration en ion hydroxyde d'une solution aqueuse est égale à $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH de cette solution est :

- a) égal à 4 ;
- b) égal à 10.
- c) supérieur à 10.

Questions avec réponses par vrai ou faux

Répondre par vrai (V) ou faux (F).

1/ Pour une solution aqueuse d'acide fort on considère comme négligeable la concentration molaire de l'acide devant celle de sa base conjuguée.

2/ Dans une solution de base forte de concentration molaire égale à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, la concentration molaire des ions hydroxyde est négligeable devant celle des ions hydronium.

3/ Dans une solution d'acide faible de pH égal à 6,8 la concentration molaire des ions hydroxyde OH^- est négligeable devant celle des ions hydronium H_3O^+ .

4/ La relation $\text{pH} = \text{pK}_e + \log C$ donnant le pH d'une solution aqueuse de base forte n'est pas toujours valable.

5/ Pour une même concentration, la base la plus forte est celle qui a le pH le plus faible.

6/ A même pH, l'acide le plus fort est celui qui a la concentration la plus faible.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Exercice n°1

Le pH d'une eau minérale est égal à 6,3.

Calculer les concentrations molaires des ions hydronium H_3O^+ et des ions hydroxyde OH^- dans cette eau minérale.

Exercice n°2

La concentration molaire des ions hydronium d'un échantillon de sang est égale à $4,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$.

1/ Calculer la concentration molaire des ions hydroxyde OH^- dans cet échantillon.

2/ Cet échantillon est-il acide, basique ou neutre ?

Exercice n°3

On donne à 8°C , $\text{pK}_e = 14,6$ et à 60°C , $\text{pK}_e = 13,0$.

1/ Déterminer le pH de l'eau pure à 8°C . A cette température l'eau est-elle acide, basique ou neutre ?

2/ A 60°C , le pH d'une solution aqueuse est égal à 6,8. Cette solution est-elle neutre, acide ou basique ?

Exercice n°4

En précisant les approximations utilisées, calculer à 25°C le pH des solutions aqueuses suivantes:

1/ solution de chlorure d'hydrogène de concentration molaire égale à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$.

2/ solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire égale à $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice n°5

Le pK_a de l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ est égal à 4,8 et celui de l'acide hypochloreux HClO est égal à 7,5.

On considère deux solutions (S_1) d'acide éthanoïque et (S_2) d'acide hypochloreux de même concentration molaire. Le pH de (S_1) est égal à 2,87, le pH de (S_2) est égal à 4,25.

1/ Calculer la concentration molaire initiale des deux solutions d'acide.

2/ Calculer les taux d'avancement final de la réaction de chacun des deux acides avec l'eau.

3/ Comparer la force des deux acides d'après:

a) les valeurs des constantes d'acidité;

b) les valeurs du taux d'avancement final de la réaction de chacun des deux acides avec l'eau.

Exercice n°6

On dissout du chlorure d'hydrogène gaz dans assez d'eau pour obtenir 200 cm^3 de solution. La mesure du pH donne $\text{pH} = 3,5$.

1/ Calculer la concentration molaire de toutes les entités présentes autre que l'eau et la concentration molaire de la solution en chlorure d'hydrogène.

2/ Déterminer la quantité de chlorure d'hydrogène dissoute.

Exercice n°7

On considère trois solutions aqueuses (S_1), (S_2) et (S_3) obtenues respectivement par dissolution des acides A_1 , A_2 et A_3 , toutes trois à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. La mesure, dans un ordre quelconque, du pH de ces trois solutions a donné les valeurs: 3,0, 3,6 et 6,1. La constante d'acidité du couple A_1/B_1 vaut $K_{a1} = 6,3 \cdot 10^{-5}$; le pK_a du couple A_3/B_3 vaut $pK_{a3} = 9,2$.

- 1/ Calculer le pK_a du couple A_1/B_1 . A_1 est-il plus fort ou plus faible que A_3 ? Justifier.
- 2/ Attribuer à chacune des solutions son pH. Justifier.
- 3/ Que peut-on dire de la force de l'acide A_2 ? Justifier.
- 4/ Classer les bases conjuguées B_1 , B_2 et B_3 de ces acides par basicité croissante.

Exercice n°8

En 1865 Pasteur établit scientifiquement le processus de fabrication du vinaigre : une bactérie fixe l'oxygène de l'air sur l'alcool et le transforme en acide. Le vinaigre provient d'une double fermentation naturelle :

- Fermentation alcoolique : des sucres sont transformés en alcool.
- Fermentation acétique : l'alcool est transformé en acide éthanóique.

Pour qu'une fermentation acétique ait lieu, trois conditions sont nécessaires :

- présence d'une bactérie appelée Acétobacter acéti ;
- présence d'oxygène utilisé par la bactérie pour la transformation de l'alcool ;
- température comprise entre 25 et 30°C.

Ce procédé de transformation est le procédé naturel, il est long et il est dit "à l'ancienne". Il subsiste encore de nos jours, mais il est de plus en plus rare. Depuis, le procédé de fabrication du vinaigre a évolué, le vinaigre est presque toujours fabriqué de manière industrielle : on injecte l'oxygène directement dans les cuves d'alcool.

Le vinaigre ne contient pas de protéines, pas de matières grasses, pas de vitamines, peu de glucides, il est très peu calorique. Il a de multiples usages : Il sert de condiment, il permet d'élaborer vinaigrettes, mayonnaises et moutarde. Il empêche l'oxydation des fruits et légumes et il prolonge la durée de vie des aliments. Le vinaigre donne aux plats une saveur aigre-douce. Contrairement à une idée reçue, le degré indiqué sur une bouteille de vinaigre n'est pas son degré d'alcool mais le taux d'acidité du vinaigre en question. Une bouteille de vinaigre à 5° signifie qu'elle contient 5 g d'acide éthanóique pour 100 g de vinaigre environ 100 mL.

- 1/ Ecrire l'équation chimique d'oxydation ménagée de l'alcool qui aboutit à l'acide éthanóique.
- 2/ Ecrire l'équation chimique d'ionisation de l'acide éthanóique dans l'eau.
- 3/ Décrire le protocole expérimental à suivre pour préparer 250 mL de vinaigre à 2°.

Données : $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g.mol}^{-1}$ et $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,75$.