

But de l'activité : Etudier certains couples acide/base.

Les acides et les bases sont présents tout autour de nous, en particulier lorsque nous faisons le ménage ou nous jardinons. Nous allons ici étudier quelques-unes de ces espèces.

Partie I : Le cas de l'eauDocument 1 : Produit ionique de l'eau

L'autoprotolyse de l'eau est donnée par l'équation de réaction $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{HO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$.

La constante d'équilibre de cette réaction est appelée produit ionique de l'eau :

$$K_e = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{HO}^-}}{(a_{\text{H}_2\text{O}})^2} = \frac{\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{c^0}}{1^2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} [\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{c^0{}^2} = 10^{-14} \quad \leftrightarrow \quad pK_e = -\log K_e = 14$$

1. Le pOH (potentiel hydroxyde) est défini par $pOH = -\log([\text{HO}^-])$. Montrer que $pOH = 14 - pH$.

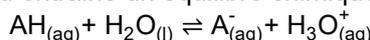
Rappels mathématiques : $\log(XY) = \log(X) + \log(Y)$ $\log(X/Y) = \log(X) - \log(Y)$

2. A l'aide de K_e , montrer qu'une solution neutre ($pH = 7$) possède $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$. Déterminer la valeur de ces concentrations.

3. Quelle est la concentration en ions hydroxyde d'une solution de $pH = 4,6$?

Partie II : Produits ménagers et engraisDocument 2 : Constante d'acidité d'un couple acido-basique

Lorsque la réaction entre un acide avec l'eau entraîne un équilibre chimique, l'équation de réaction est :



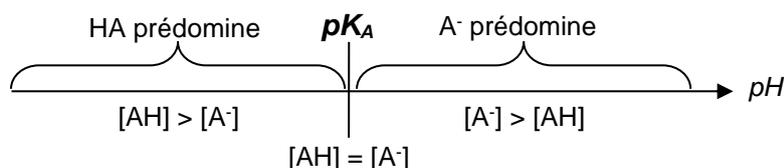
On peut alors définir la constante d'acidité, notée K_a , correspondant au quotient de réaction à l'état final :

$$K_a = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{A}^-}}{a_{\text{AH}} \times a_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{c^0}}{\frac{[\text{AH}]_{\text{eq}} \times 1}{c^0}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \times c^0} \quad \leftrightarrow \quad pK_a = -\log(K_a)$$

(Rappel : la concentration molaire d'un liquide, à l'équilibre, est $c^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$, et c^0 est ignoré par convention dans l'écriture des constantes d'équilibre chimique)

Document 3 : Diagramme de prédominance

On définit un diagramme de prédominance en utilisant un axe orienté suivant le pH :

Document 4 : Description de quelques produits ménagers et d'engrais

<u>Vinaigre</u>	<u>Nettoyant pour WC</u>
L'acide éthanoïque, plus connu sous le nom de vinaigre, permet de détartrer bouilloires et machine à café, mais aussi de nettoyer les traces de calcaire.	La plupart des nettoyants pour WC contiennent de l'acide chlorhydrique, une espèce corrosive permettant de nettoyer les taches tenaces.
<u>Déboucheur de canalisations</u>	<u>Engrais</u>
Les produits permettant de déboucher les canalisations contiennent généralement de l'hydroxyde de sodium, plus connu sous le nom de soude, une espèce corrosive qui permet de se débarrasser des bouchons bloquant les tuyaux.	Les composés azotés tel l'ammoniac sont utilisés afin de stimuler la fertilisation et la croissance des plantes, qui absorbent ces espèces sous formes de minéraux formés dans le sol.

On considère ici la réaction entre chaque espèce présentée dans le document 4 et l'eau. Dans chaque cas, la concentration apportée est $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH est alors mesuré en fin de réaction.

Résultats des mesures

Espèce	Acide éthanoïque	Acide chlorhydrique	Soude	Ammoniac
Formule en solution	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$	$(\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})})$	$(\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})})$	NH_3
Type	Acide	Acide	Base	Base
pH	3,4	2	12	10,6

4. Pour chacune des espèces, indiquer le couple acide/base à laquelle elle appartient et donner l'équation de la réaction avec l'eau.

Cas des acides

5. Dresser le tableau d'avancement de la réaction d'un acide quelconque, noté AH, avec l'eau (en excès). Inclure une ligne pour l'état initial, une ligne pour l'état final et une ligne pour l'avancement maximum.

6. Déterminer l'expression des concentrations $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ à l'état final et $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}}$ à l'avancement maximal, en fonction de c et/ou du pH .

7. Dans le cas d'une réaction non totale, quelle relation relie le pH et le pK_a ?

Rappels mathématiques : $\log(XY) = \log(X) + \log(Y)$ $\log(X/Y) = \log(X) - \log(Y)$

8. Calculer les concentrations $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{max}}$ pour l'acide éthanoïque et l'acide chlorhydrique. Que peut-on en conclure sur la réaction de chaque acide avec l'eau ?

9. Déterminer la valeur du pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} / \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$

10. Dresser le diagramme de prédominance du couple $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} / \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$.

11. Quelle espèce est prédominante à $pH = 3,4$? Et à $pH = 5,5$?

Cas des bases

12. Dresser le tableau d'avancement de la réaction d'une base quelconque, noté A^- , avec l'eau (en excès). Inclure une ligne pour l'état initial, une ligne pour l'état final et une ligne pour l'avancement maximum.

13. Déterminer l'expression des concentrations $[\text{HO}^-]_f$ à l'état final et $[\text{HO}^-]_{\text{max}}$ à l'avancement maximal, en fonction de c et/ou du pOH .

14. Calculer les concentrations $[\text{HO}^-]_f$ et $[\text{HO}^-]_{\text{max}}$ pour la soude et l'ammoniac. Que peut-on en conclure sur la réaction de chaque base avec l'eau ?

Attention, même s'ils sont reliés, $pOH \neq pH$!

15. Déterminer la valeur du pK_a du couple $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} / \text{NH}_3_{(\text{aq})}$.

Attention à utiliser les bonnes concentrations !

16. Dresser le diagramme de prédominance du couple $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} / \text{NH}_3_{(\text{aq})}$.

17. Quelle espèce est prédominante à $pH = 10,6$?

Ce qu'il faut retenir

❖ Produit ionique de l'eau

L'autoprotolyse de l'eau est donnée par l'équation de réaction $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{HO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$.

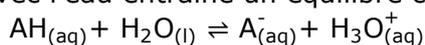
La constante d'équilibre de cette réaction est appelée produit ionique de l'eau :

$$K_e = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{HO}^-}}{(a_{\text{H}_2\text{O}})^2} = \frac{\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{c^0}}{1^2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} [\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{c^0{}^2} = 10^{-14} \quad \leftrightarrow \quad pK_e = -\log K_e = 14$$

On a alors, pour $pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $pOH = -\log[\text{HO}^-]$, la relation : $pH + pOH = pK_e$

❖ Constante d'acidité

Lorsque la réaction entre un acide avec l'eau entraîne un équilibre chimique, l'équation de réaction est :



On peut alors définir la constante d'acidité, notée K_a , correspondant au quotient de réaction à l'état final :

$$K_a = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{A}^-}}{a_{\text{AH}} \times a_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{c^0}}{\frac{[\text{AH}]_{\text{eq}} \times 1}{c^0}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \times c^0} \quad \leftrightarrow \quad pK_a = -\log(K_a)$$

❖ Diagramme de prédominance

On définit un diagramme de prédominance en utilisant un axe orienté suivant le pH :

