

I) Modification et catégorie de réaction

Document 1	Acides et bases de Brønsted	Document 2	Acide et pH
<p>Un acide de Bronsted est une espèce chimique qui peut libérer un ou plusieurs ions H^+.</p> <p>Une base de Bronsted est une espèce chimique qui peut capter un ou plusieurs ions H^+.</p> <p>On écrira les couples acides bases de la façon suivante AH/A⁻ si l'acide est noté AH</p>		$pH = -\log[H_3O^+]$ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ <p>Ces expressions ne sont valables que dans la gamme de pH allant de 0 à 14.</p>	
Document 3	Acides et bases fortes	Document 4	Réaction totale
<p>Un acide est fort si sa réaction avec l'eau est totale.</p> <p>L'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$) est un exemple d'acide fort.</p> <p>Une base est forte si sa réaction avec l'eau est totale.</p> <p>L'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) est un exemple de base forte.</p>		<p>Lors d'une réaction totale, le réactif limitant est totalement consommé : $x_f = x_{max}$ et l'équation s'écrit avec une simple flèche \rightarrow</p> <p>Si la réaction n'est pas totale, les réactifs et les produits coexistent $x_f < x_{max}$ et l'équation s'écrit avec une double flèche \rightleftharpoons</p>	
Document 5	Autoprotolyse et produit ionique de l'eau	Document 6	Réaction acide/Base
<p>Réaction d'autoprotolyse</p> $2 H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ <p>A cette réaction, on associe une constante d'équilibre K_e appelée produit ionique de l'eau</p> $K_e = [H_3O^+_{(aq)}] \cdot [HO^-_{(aq)}] = 1,0 \cdot 10^{-14}$		<p>L'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium réagissent selon une réaction totale et instantanée d'équation :</p> $H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$	

II) Questions préliminaires

- 1) A l'aide du document 5 identifier les couples acide-base auxquels l'eau participe.
- 2) « Une eau pure a un pH égal à 7 » : commenter cette affirmation.

III) Solutions acides

III1) Dilution d'un acide

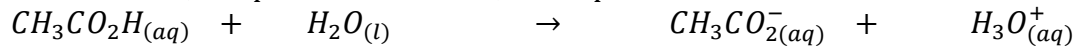
Proposer un protocole permettant de savoir comment varie le pH lorsqu'on ajoute goutte à goutte de **l'acide éthanoïque pur** dans de l'eau distillée. (**ATTENTION GANTS ET LUNETTES POUR CETTE EXPERIENCE**)
Après validation par le professeur réaliser les mesures et les noter dans un tableau jusqu'à 10 gouttes d'acide ajoutées.

- 1) Une réaction chimique a-t-elle eu lieu lors de l'ajout de l'acide éthanoïque pur à l'eau distillée ? Expliquer.
- 2) Calculer les concentrations $[H_3O^+]$ et $[HO^-_{(aq)}]$ dans la solution durant l'ajout de l'acide éthanoïque pur.
- 3) Comment varie la concentration $[H_3O^+]$ d'une solution aqueuse lorsque son pH diminue ?
- 4) Ecrire la réaction qui a lieu entre l'acide éthanoïque et l'eau.
- 5) Identifier l'acide et la base de Bronsted mis en jeu ? Ecrire les deux couples Acide/base.
- 6) Préciser, sur un axe de pH, les concentrations en ions hydronium et hydroxyde associées à chaque unité de pH.

III2) Solution d'acide éthanöique

Soit une solution aqueuse S_1 d'acide éthanöique de concentration en soluté apporté $C_1=1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 1) A l'aide du matériel présent sur votre paillasse, prélever 50,0mL de S_1 avec le plus de précision possible. Expliquer.
- 2) Mesurer le pH de la solution S_1 .
- 3) Faire le tableau d'avancement correspondant à l'équation ci-dessous : faire apparaître une ligne pour l'état initial, une pour l'état intermédiaire, une pour l'état maximal, et une pour état final.



- 4) Déterminer la valeur de l'avancement maximal x_{max} de la réaction.
- 5) À partir de la mesure du pH, déterminer la concentration finale $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$.
- 6) En déduire la valeur de l'avancement final x_f de la réaction.
- 7) Comparer x_f et x_{max} . Conclure.
- 8) L'écriture de l'équation vous semble-t-elle correcte ? Justifier.

IV) Equilibre chimique - sens d'évolution d'un système chimique

Dans deux béchers identiques verser 50 mL de la solution S_1 dont on mesure le pH. Dans le bécher 1 ajouter une pointe de spatule d'éthanoate de sodium $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}_{(s)}$. Dans le bécher 2 verser trois gouttes d'acide éthanöique pur. Mesurer les pH des solutions obtenues. On suppose que les volumes des solutions n'ont pas varié (50mL). A partir de l'équation de la réaction de l'acide éthanöique avec l'eau et des évolutions de pH mesurées, expliquer comment évolue un système chimique si on ajoute une des espèces intervenant dans la réaction.

V) Réaction entre un acide fort et une base forte

Dans un bécher de 250 mL verser 100 mL d'acide chlorhydrique de concentration $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Après avoir mesuré la température de la solution, ajouter avec précaution 100mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration. Agiter quelques secondes et mesurer la nouvelle température.

- 1) Que peut-on dire de la réaction entre un acide fort et un acide faible ?
- 2) Réaliser à nouveau l'expérience avec des solutions diluées 10 fois. Conclure.