

I. Préparatifs.

Vous disposez de deux solutions mères d'acide chlorhydrique et d'acide éthanóique de concentration $c_0 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ pour les deux. A partir de chaque solution préparez des solutions diluées de concentration $c_1 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$.

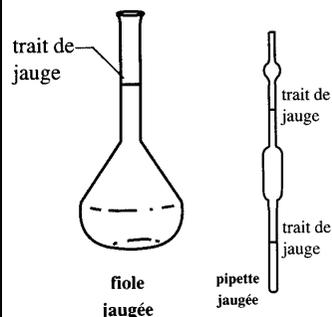
II. Dilution.

D'un bécher contenant environ 50 mL de SOLUTION MERE de concentration (molaire volumique) c_0 en soluté apporté, PRELEVER $V_0 = 10,0 \text{ mL}$ à l'aide d'une PIPETTE JAUGEE munie d'une poire à aspirer.

Verser ce volume dans une FIOLE JAUGEE de capacité $V_1 = 100,0 \text{ mL}$ et COMPLETER à 100,0 mL avec de L'EAU DISTILLEE. Boucher et homogénéiser pour obtenir la solution FILLE de concentration c_1 et de volume V_1 .

NB : toutes ces opérations ont lieu DEBOUT.

Montrer qu'on obtient ainsi une solution de concentration $c_1 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$

Attention aux rinçages !

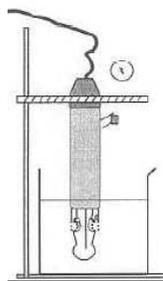
La fiole doit être rincée à l'eau distillée et contenir un peu d'eau distillée avant d'y verser la solution mère. La pipette doit être rincée à l'eau distillée puis à la solution utilisée.

III. Utilisation du pH - mètre.

Il faut l'utiliser en prenant beaucoup de précautions : la sonde (électrode combinée) est fragile et ... chère.

Avant chaque mesure il faut :

- Rincer l'électrode à l'eau distillée.
- L'essuyer doucement avec du papier Joseph ou de l'essuie - tout.
- La plonger dans la solution à tester en prenant soin de l'immerger suffisamment (sera expliqué en classe.)
- Avant de commencer les mesures il faut étalonner le pH - mètre. Pour cela il faut plonger l'électrode dans une solution de pH connu ou solution tampon contenue dans un tube à essais (ces 2 termes ne sont pas synonymes.) puis :
- Allumer le pH-mètre. Après un autotest le message suivant apparaît : ETALONNER L'APPAREIL.
- Presser la touche Etalon. Ajuster le pH à la valeur indiquée sur le flacon (1,68) avec l'une des 2 flèches $\uparrow \downarrow$.
- Presser ensuite **Mesure**. La température peut être ajustée avec l'une des 2 flèches $\uparrow \downarrow$ (la valeur à prendre de la température sera indiquée en classe.) Réajuster éventuellement le pH en procédant comme ci-dessus.



NB : si l'indication mV apparaît presser **pH / mV**.

L'appareil est prêt à mesurer le pH quand température et pH sont ceux indiqués.

- Plonger l'électrode dans la solution dont on veut mesurer le pH et attendre que l'indication se stabilise. (prendre soin de l'immerger suffisamment).



En fin de mesures replacer l'électrode dans le tube contenant la solution de conservation (saturée en $K^+ + Cl^-$).

Récupérer la solution tampon en le versant dans son récipient d'origine.

IV. Mesures : pH de solutions.

Mesurer le pH de la solution mère et celui de la solution fille pour les 2 acides.

pH des solutions	Acide chlorhydrique	Acide éthanóique
$c_0 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$		
$c_1 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$		

V. Analyse de l'acide chlorhydrique.1. Mise en solution.

L'acide chlorhydrique a été obtenu par mise en solution du gaz chlorure d'hydrogène HCl qui réagit sur l'eau en donnant des ions oxonium H_3O^+ et des ions chlorure Cl^- .

Ecrire l'équation chimique associée à cette réaction, et identifier les 2 couples acide-base.

2. Tableau d'avancement.

Etablir un tableau descriptif d'évolution pour la transformation précédente.

L'eau étant le solvant peut être considérée en large excès, déterminer l'avancement maximal x_{\max} , pour $v_1 = 100 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,010 \text{ mol.L}^{-1}$.

En utilisant la valeur du pH mesurée déterminer la concentration réelle des ions oxonium en solution.

En déduire pour $v_1 = 100 \text{ mL}$ de solution la quantité de matière réelle d'ions oxonium en solution.

En déduire à l'aide du tableau descriptif, la valeur de l'avancement réel à l'état final x_f .

Comparer x_{\max} et x_f : pour cela on peut calculer le taux d'avancement final $\tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}}$.

L'avancement à l'état final (état réellement atteint) correspond-il à l'avancement maximal ?

Le réactif limitant, le chlorure d'hydrogène, a-t-il entièrement disparu à l'état final ? La transformation est-elle totale ?

VI. Analyse de la solution d'acide éthanóique1. Mise en solution.

La solution d'acide éthanóique a été obtenue en dissolvant de l'acide éthanóique liquide CH_3COOH dans de l'eau. L'acide a réagi aussitôt avec l'eau suivant une réaction acido-basique en donnant des ions oxonium H_3O^+ et des ions éthanóate CH_3COO^- . Ecrire l'équation chimique associée à cette réaction. Identifier les 2 couples acide-base.

2. Tableau d'avancement.

Refaire le même travail que ci-dessus.

Conclure.

Exercices 11 et 12 page 68 et 17 page 69.