

Acidobasicité, pHmétrie

fiche n°

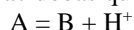
I Premières définitions

1) Couple acide/base (à mettre en parallèle avec un couple oxydant/réducteur)

Un acide (selon Bronstedt) est une entité chimique susceptible de
cours d'une réaction. un ion H^+ au

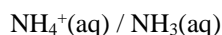
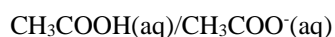
Une base (selon Bronstedt) est une entité chimique susceptible de
cours d'une réaction. un ion H^+ au

Un couple acide/base, noté A/B est constitué de deux entités chimiques qui se transforment l'une en l'autre par transfert d'un ion H^+ . On lui associe la demi-équation acidobasique :



A et B sont dits « ».

Exemples : $HF(g) / F^-(aq)$



Attention, l'écriture des demi-équation n'est que formelle car l'ion « H^+ »

2) Couples de l'eau

L'eau est la base du couple

L'eau est l'acide du couple

On dit que l'eau est une espèce « » ou un « ».

3) Réaction acidobasique

Une réaction acidobasique est un transfert d'ion H^+ entre un acide et une base de
. Les produits sont les formes conjuguées des réactifs.

Méthode (par cœur) pour l'écriture des réactions acidobasiques :

- Ecrire les 2 demi-équations relatives aux deux couples.
- Les combiner afin d'éliminer les H^+ .

Exemples : $CH_3COOH(aq)$ et $NH_3(aq)$ réagissent ensemble :

$CH_3COO^-(aq)$ et $H_2O(l)$ réagissent ensemble :

4) pH d'une solution aqueuse

Le pH d'une solution aqueuse est la grandeur sans unité calculée par :

$pH = -\log ([H_3O^+]/c_0)$ avec c_0 , concentration dite standard (ou de référence) telle que $c_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ exactement

On retient plus rapidement $pH = -\log ([H_3O^+])$ mais avec $[H_3O^+]$ exprimée en mol.L^{-1} obligatoirement
cette relation étant valable tant que $[H_3O^+] < 1.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Pour passer du pH à $[H_3O^+]$, on utilise la relation :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad (\text{résultat en } \text{mol.L}^{-1})$$

(en toute rigueur $[H_3O^+] = c_0 * 10^{-pH}$)

Exemples : Calculer le pH d'une solution pour laquelle $[H_3O^+] = 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$

Calculer le pH d'une solution pour laquelle $[H_3O^+] = 3,5. 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Calculer $[H_3O^+]$ d'une solution aqueuse de $pH = 12$.

Calculer $[H_3O^+]$ d'une solution aqueuse neutre à 25°C .

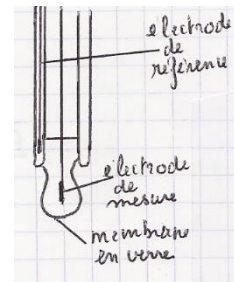
Calculer $[H_3O^+]$ d'une solution aqueuse de $pH = 4,5$.

II Comment mesurer un pH

1) Soins apportés à la sonde pHmétrique

La sonde est très fragile et très coûteuse. Il convient de la manipuler avec le plus grand soin. Entre chaque mesure de pH, elle doit être rincée à l'eau distillée (utiliser un bécher poubelle) sur toute la partie qui a été immergée ; puis elle doit être essuyée très soigneusement avec du papier Joseph.

La sonde doit être immergée le plus souvent possible : elle ne doit en aucun cas rester à l'air libre trop longtemps. A la fin d'une manipulation, après l'avoir correctement rincée, il faut la replacer dans sa solution de conservation.



2) Utilisation du pHmètre

L'appareil servant à mesurer le pH d'une solution aqueuse s'appelle un

Il mesure la tension entre 2 électrodes : l'une de mesure et l'autre de référence. Ces deux électrodes sont souvent « combinées ». L'appareil convertit directement cette tension en valeur de pH. Pour que cette conversion soit correcte, il faut d'abord étalonner le pHmètre.

- *Étalonnage*
 - Mettre le pHmètre sous tension et brancher la sonde dans l'ordre indiqué par le mode d'emploi.
 - Rincer correctement la sonde.
 - Comme indiqué sur le mode d'emploi, pour l'étalonnage, il faut utiliser des solutions « tampon » de pH fixe et connu par l'appareil qui n'en a besoin que de deux (voire une) à chaque étalonnage parmi les trois existantes (pH = 4 ; pH = 7 ; pH = 10).
 - *Mesure*
 - Plonger ensuite la sonde dans la solution dont on veut connaître le pH.
 - Homogénéiser autour de la sonde avec l'agitateur magnétique et le barreau aimanté. Attention, le barreau ne doit pas toucher la sonde !! On peut aussi homogénéiser à la main en faisant tourner le bécher autour de la sonde.
 - La lecture du pH doit se faire lorsque la valeur lue s'est stabilisée (apparition de STAB sur l'écran).
- Lors d'un titrage par suivi pHmétrique, il n'est pas nécessaire de rincer la sonde entre chaque prise de valeur de pH.

III Ions oxonium et ions hydroxydes

1) Définition

Ion hydroxyde :

ion oxonium :

2) Relation à l'équilibre entre les deux ions

Quand un système chimique a fini d'évoluer (état final atteint), il existe une relation fondamentale reliant les concentrations en solution aqueuse de ces deux ions :

Remarque : cette relation est une conséquence de la réaction de l'eau basique du couple/..... Sur l'eau acide du couple/..... qui s'écrit :

3) Conséquence : milieu acide, neutre et basique