

I. Le pH et sa mesure.

1. Définitions d'un acide et d'une base selon Brønsted.

Un acide selon Brønsted est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs protons H^+

Exemples :

le chlorure d'hydrogène HCl

l'acide éthanoïque CH_3COOH

l'acide méthanoïque $HCOOH$

Une base selon Brønsted est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs protons.

Exemples :

L'ion hydroxyde HO^-

l'ion éthanoate CH_3COO^-

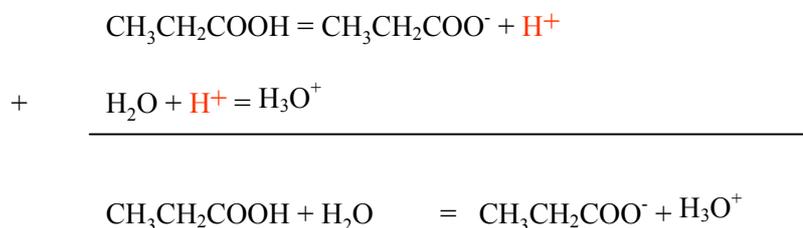
l'ammoniac NH_3

2. Equation de la réaction associée à une transformation acido-basique.

2.1. Les deux couples mis en jeu dans une transformation acido-basique.

Réaction de l'acide propanoïque avec l'eau :

Il y a deux couples mis en jeu :



2.2. Notation des deux couples : acide / base

CH_3CH_2COOH / $CH_3CH_2COO^-$
 Acide propanoïque / ion propanoate

H_3O^+ / H_2O
 Ion oxonium / eau

3. Le pH d'une solution aqueuses diluées.

On considère que les solutions sont diluées quand leurs concentrations sont \leq à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$

C'est le chimiste Danois Sorensen qui proposa l'utilisation d'une échelle logarithmique au lieu des concentrations des ions H_3O^+ .

Définition du pH : $pH = -\log [H_3O^+]$

Si la concentration d'une solution en ions oxonium $[H_3O^+] = 4,8 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
 Le pH de la solution sera égal à $-\log [H_3O^+] = -\log (4,8 \times 10^{-5}) = 4,32$

Question discussion réponse :

Calculer le pH d'une solution dont la concentration en ion $[H_3O^+] = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
 Comment varie le pH si la concentration $[H_3O^+]$ augmente ?

Réponse :

$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (2,5 \times 10^{-3}) = 2,6$
 quand $[H_3O^+]$ augmente, le pH diminue.

Question discussion réponse :

En vous aidant de votre calculatrice, proposer un calcul permettant de déterminer la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ à partir d'une valeur de pH.

Déterminer alors la concentration $[H_3O^+]$ d'une solution diluée dont le pH est égal à $\text{pH} = 3,52$

Réponse :

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$$

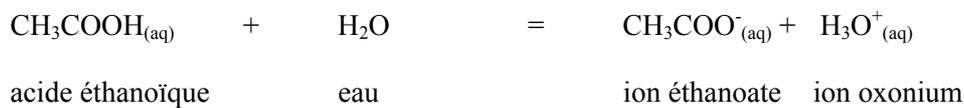
$$[H_3O^+] = 10^{-3,52} = 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

II. La réaction a lieu dans les deux sens.

Cette notion est mise en évidence expérimentalement lors du TP.

1. Taux d'avancement final d'une réaction non totale.

1.1. Symbolisme d'écriture d'une réaction qui a lieu dans les deux sens.



1.2. Tableau de l'évolution du système.

- La concentration en ion $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ est égale à $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$
- V est le volume de la solution
- c est la concentration de CH_3COOH introduit en solution
- x_f est l'avancement final ; $x_f = 10^{-\text{pH}} \times V$
- x_{max} est l'avancement maximal ; $x_{\text{max}} = cV$

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$	H_2O	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
Etat initial (mol)	cV	Beaucoup	0	0
Etat intermédiaire (mol)	$cV - x$	Beaucoup	x	x
Etat final (mol)	$cV - x_f$	Beaucoup	x_f	x_f

On a constaté pendant le TP que $x_f < x_{\max}$

La réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau n'est donc pas totale.

1.3. Taux d'avancement final.

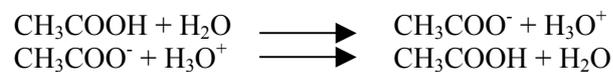
$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

Dans l'expérience réalisée en TP, on a déterminé que la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau A un taux d'avancement final de l'ordre de 4 %.

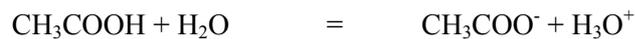
$$\tau = 4 \%$$

1.4. La réaction a lieu dans les deux sens : il y a équilibre chimique.

En TP, on a montré que les réactions ont lieu dans les deux sens :



On dit alors que le système est en équilibre et est noté :



non totale ; équilibre

2. Les deux réactions s'effectuent à la même vitesse.

Question discussion réponse

On réalise à nouveau une modélisation à l'état microscopique selon les mêmes conditions que celles appliquées dans le cours de chimie de cinétique (partie A).

Mais on ajoute un cas particulier (cas n°2) : celui où les produits réagissent entre-eux pour redonner des réactifs.

Cas n°1 : Si les boules tirées sont rouge et bleue :

- tirer à pile ou face avec une pièce de monnaie :

- Si c'est pile (par ex.) considère que le choc est efficace, alors retirer les deux boules rouge et bleue et remplacer-les par une boule verte et une boule jaune.
- Si c'est face considère que le choc n'est pas efficace, alors remettre les boules rouge et bleue dans le bécher.

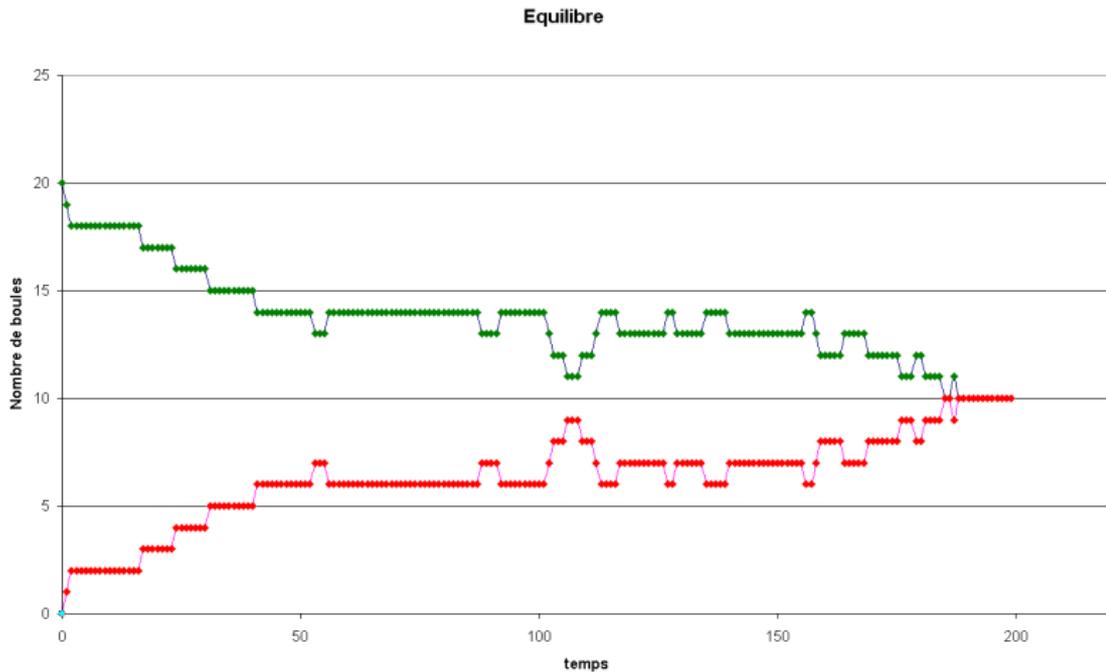
Cas n°2 : Si les boules tirées sont verte et jaune :

Considérer que le choc est toujours efficace, alors retirer les deux boules verte et jaune et replace-les par une boule rouge et une boule bleue.

Cas n°3 : Si les boules tirées ne sont pas rouge et bleue ou verte et jaune, remettre les boules dans le becher.

- Réaliser l'expérience dans les conditions ci-dessus et noter vos résultats sous la forme d'un graphe sur lequel vous représenterez l'évolution du nombre de boules rouges et de boules vertes. **Effectuer environ 200 tirages.**
- Est-ce qu'au bout d'un temps suffisamment long la valeur $x_{\max} = 20$ est atteinte ?
- Quelle est la valeur atteinte ? On notera x_f cette valeur.
- En déduire le taux d'avancement final de cette réaction ?
- Les deux réactions inverses se déroulent-elles à la même vitesse ?

Réponse :



- La valeur maximale de l'avancement n'est pas atteinte.
- La valeur atteinte à l'équilibre est $x_f = 10$
- $$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{10}{20} = 0,5$$
- Les deux réactions se déroulent à la même vitesse. Elles atteignent l'équilibre en même temps.

Conclusion :

- Les réactions inverses ont lieu à la même vitesse.
- Les molécules de réactifs et de produits n'ont pas la même probabilité de chocs efficaces.