

Acido-basicité en solution aqueuse

Il y a très peu de choses à connaître par cœur dans ce chapitre, tout repose sur la méthode de la réaction prépondérante et sur la compréhension de ce qu'il se passe dans la solution étudiée.

Savoirs :

Définitions à connaître (Brönsted):

Acide : espèce susceptible de libérer un ou plusieurs protons

Base : espèce susceptible de capter un ou plusieurs protons

Ampholyte : espèce acide dans un couple et basique dans un autre.

Il faut connaître l'autoprotolyse et la constante qui lui est associée : le produit ionique K_e .

Définition du pH :

$\text{pH} = -\log(a_{\text{H}_3\text{O}^+})$ et dans le cas de solutions diluées : $\text{pH} = -\log[H_3\text{O}^+]$

$\text{pOH} = -\log(a_{\text{OH}^-})$ et dans le cas de solutions diluées : $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_e = 14$ à 25°C

Il faut aussi connaître la différence entre acide fort/base forte et acide faible/base faible:

Un acide **fort** est un acide qui réagit sur l'eau de manière **totale**. Idem pour base forte.

La base associée à un acide fort est appelée base **nulle** ou **indifférente**. Idem pour base forte.

Pour un acide **faible**, la réaction est **non totale** avec l'eau (idem pour base faible). C'est pourquoi dans ce cas on peut définir une constante d'acidité.

Constante d'acidité K_A :

$K_A = \frac{[\text{base}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{acide}]}$ et $\text{p}K_A = -\log K_A$. Même principe pour K_B (moins utilisé).

Savoir-faire :

Etablir les domaines de prédominance :

On peut le faire de manière stricte ($\text{pH} < \text{p}K_A$, c'est l'acide qui prédomine) ou au seuil des 10% (dans ce cas, il faut $\text{pH} < \text{p}K_A - 1$ pour que l'acide prédomine). Il faut bien sûr savoir le faire pour la forme basique.

Calculer une constante de réaction entre un acide faible et une base faible:

- Ecrire la constante de réaction
- Faire apparaître les constantes d'acidité relatives aux couples
- Faire le calcul

En général, on considère qu'une réaction est totale si la constante de cette réaction est supérieure à 10^4 .

Calcul du pH : principe de la méthode de la **réaction prépondérante** (RP) :

- commencer par faire la liste de toutes les espèces présentes
- je conseille de faire un diagramme de pH, d'écrire les couples présents et d'entourer les espèces présentes.
- écrire la réaction entre l'acide le plus fort et la base la plus forte et calculer sa constante. C'est la RP1.
- si elle est totale, faire un bilan de matière (en mettant ε pour le réactif en défaut).
- faire un nouveau bilan d'espèces, écrire la RP2 et calculer sa constante.
- il faut continuer jusqu'à trouver une réaction équilibrée (ça n'ira jamais au delà de la RP 3 ou de la RP4 même dans le pire des cas).
- quand la RP est équilibrée, il faut faire un dernier bilan de matière. Celui-ci permet alors de calculer le pH (il faut utiliser la constante de la dernière RP).
- pour enfin valider le résultat, il faut vérifier les approximations faites.

- cette méthode peut être simplifiée par des hypothèses, mais il faut toutes les vérifier à la fin
- vous pouvez utiliser des formules apprises, mais dans ce cas, il y a un certains nombres de cas différents et il me paraît assez difficile de tous les retenir. De plus, il faut ensuite savoir vérifier les hypothèses, ce qui signifie qu'il faut aussi les apprendre...
- pour que la méthode soit valable, il faut en théorie avoir une différence de 10^3 entre les constantes de la RP1 et de la RP2 pour pouvoir les considérer successives. Si ce n'est pas le cas, il faut considérer deux RP simultanées, ce qui complique les choses. En pratique, si l'écart est de 10^2 , il faut faire comme si c'était bon, et, en général, l'approximation est validée à la fin.
- si vous avez une réaction de constante égale à 1, ne faites pas de bilan de matière.

Conclusion :

C'est un chapitre en général peu apprécié, mais à ne pas négliger, car les pH peuvent apparaître dans n'importe quel type de problème (même en chimie orga, en thermo...)
Le seul moyen de le maîtriser est de faire beaucoup d'exercices.