

## Point méthode – Calcul de pH

L'exercice-type de l'EAB sur le calcul du pH est à faire étape par étape :

Généralement pour cet exercice on vous donne des données :

- La base, avec son volume et sa concentration en mol/L = M ;
- L'acide, avec son volume et sa concentration en mol/L = M ;
- Le  $K_a$  ou le  $pK_a$  qui n'a pas d'unité ;
- Des aides aux calculs.

Tout d'abord il est important de pouvoir repérer qui est l'acide, qui est la base, c'est-à-dire respectivement trouver qui peut céder des  $H^+$  et qui peut en recevoir. L'acide le plus courant que vous aurez est l'acide acétique :  $CH_3COOH$ . Mais ne vous laissez pas déstabiliser si ce n'est pas lui, réfléchissez bien, ici l'acide acétique est un acide car on voit qu'il peut libérer un  $H^+$ . En revanche,  $CH_3COONa$  est une base car il ne peut pas libérer d' $H^+$ .

Il faut ensuite déterminer la quantité d'acide et de base. Il suffit de faire une règle de trois avec ce que vous avez :

Quantité nécessaire	Volume
Quantité d'acide ou de base pour 1 L	1 L
X ma quantité recherchée	Volume de mon acide ou de ma base

$$X = \frac{\text{quantité d'acide / de base pour 1 L} \times \text{Volume de mon acide ou de ma base (en L)}}{1 L}$$

Dans certains exercices vous serez amenés à calculer le  $pK_a$  à partir du  $K_a$ , il suffit donc d'appliquer la formule :

$$pK_a = -\log[K_a]$$

Dans tous ces types d'exercices il faudra calculer le pH, puisque vous avez calculé vos quantités d'acide et de base, puis le  $pK_a$ , il ne vous reste plus grand-chose à faire !

$$pH = pK + \log \frac{[T^-]}{[TH]}$$

Pour cette dernière étape, on va parler d'un cas particulier, qui n'est pas le plus simple on vous l'accorde mais une fois que vous aurez compris, vous serez les maîtres de cet exercice !

On va donc parler du cas particulier de l'acide fort et de la base forte. Un acide fort va par définition se dissocier totalement, une base forte va se protoner totalement.

Ce qui veut dire que si on ajoute x moles d'acide fort, il va consommer x moles de base et acidifier la solution, donc abaisser le pH. Au contraire si on ajoute x moles de base forte, celle-ci va consommer x moles d'acide et alcaliniser la solution, donc augmenter le pH.

Si on reprend notre équation :

- Avec un acide fort on va avoir :

$$pH = pK_a + \log \frac{[Base\ initial] - x}{[Acide\ initial] + x}$$

- en ajoutant x au dénominateur et en soustrayant x au numérateur, le pH va **diminuer** ;

- Avec une base forte, on va avoir :

$$pH = pK_a + \log \frac{[Base\ initial] + x}{[Acide\ initial] - x}$$

- en ajoutant x au numérateur et en soustrayant x au dénominateur, le pH va **augmenter**.

**Exemple d'exercice-type :**

Solution de 1 L dont le  $pK_a$  vaut 4,9. Elle contient 50 mmol de  $CH_3COOH$  et 100 mmol de  $CH_3COONa$ .

Calculer le pH. On prendra  $\log 2 = 0,3$ .

$$pH = 4,9 + \log\left(\frac{100}{50}\right) = 5,2$$

On rajoute 25 mmol d'acide fort. Calculer le nouveau pH.

$$pH = 4,9 + \log\left(\frac{100 - 25}{50 + 25}\right)$$

$$pH = 4,9 + \log(1) = pK_a = 4,9$$

Et voilà vous avez tous les outils pour réaliser ce type d'exercice, bon courage !