

Rapports de concours et constantes de basicité

par Pierre DELORME
Lycée Henri IV, 75000 Paris

Les rapports des concours d'entrée dans les Grandes Écoles sont sans doute utiles mais ils fournissent une tribune où, parfois, certains examinateurs peuvent exposer leurs fantasmes, sans droit de réponse. Que l'on y dénonce les erreurs, très bien ; que l'on y dise ses préférences, soit ; que l'on y dicte ses méthodes et que, par ce biais, l'on impose ses goûts, c'est abusif.

«Les constantes de basicité K_b ne devraient plus être employées», lit-on dans le rapport ENS Lyon 1990 - Option Sciences de la Vie et de la Terre - Épreuves orales de chimie. Voilà typiquement une remarque qui s'adresse aux professeurs plutôt qu'à leurs élèves. La chose est moins anodine qu'il n'y paraît. Que vont dire les élèves à qui l'on a osé inoculer le venin de la constante de basicité, en lisant cette mise en garde ? Ils donneront bien sûr la préséance au jury de concours et en conclueront que leur professeur est, décidément, bon pour la retraite. Ils ne pourront pas penser à suivre la démarche de celui-ci : consulter le collègue chimiste spécialiste et s'entendre répondre que la constante de basicité est une bonne chose qui, actuellement, revient à l'honneur. Ah bon ! elle ne l'était donc plus. Quand il s'agit de mode, on ne sait jamais très bien qui est en retard et qui est en avance...

Lors de l'étude des réactions acido-basiques, pourquoi parler de constante de basicité ? J'établis d'abord, comme tout un chacun, la relation classique donnant le pH d'un acide faible de constante d'acidité K_a , à la concentration molaire C , valable dans la plupart des situations pratiques :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C)$$

Ensuite, je dis que l'on traite le cas d'une base faible de la même façon et que l'on a donc :

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_b - \log C)$$

Pour calculer le pH, il faut alors utiliser les relations :

$$pH + pOH = pPe \quad \text{et} \quad pK_a + pk_b = pPe$$

Il me semble que l'on réalise ainsi une indéniable économie de pensée et de mémoire, plutôt que d'écrire et d'essayer de retenir une «autre» formule :

$$pH = \frac{1}{2} (pPe + pK_a + \log C)$$

De même, la première relation est valable si le milieu est suffisamment acide et si l'acide est peu «ionisé», ce qui conduit aux conditions :

$$CK_a \gg Pe \quad \text{et} \quad \sqrt{\frac{K_a}{C}} \ll 1$$

et la seconde est valable si le milieu est suffisamment basique et si la base est peu «ionisée», ce qui conduit aux conditions analogues :

$$CK_b \gg Pe \quad \text{et} \quad \sqrt{\frac{K_b}{C}} \ll 1$$

Je pense avoir présenté un avantage de l'utilisation, ponctuelle, à bon escient, de la notion de constante de basicité. Aurait-elle des inconvénients ? Je n'en connais aucun, mais mon intuition me dit que l'on va m'en signaler quelques uns.

En particulier, va-t-on me rétorquer qu'un couple acido-basique est entièrement caractérisé par sa constante d'acidité K_a , que c'est elle seule que l'on trouve dans les tables ? Oui, je le sais, et alors... ? Pourquoi m'interdirait-on de poser, par commodité, $\frac{Pe}{k_a} = K_b$? Si je fais état de cette pauvre argumentation, c'est bien sûr, parce qu'on me l'a déjà présentée. La même conduirait à utiliser les masses volumiques et à refuser les volumes massiques, à utiliser les périodes et à refuser les fréquences, à moins que ce ne soit l'inverse : ce n'est pas sérieux.

L'«affaire des constantes de basicité» est sans doute d'un bien mince intérêt et ne met pas en péril les intérêts supérieurs de la science ni même de l'enseignement. Il n'empêche que, probablement, nombreux sont les collègues qui, comme moi, souhaiteraient ne pas être pris à partie dans les rapports de concours, pour un oui ou pour un non, pour une question de point de vue ou pour une affaire de goût, sans possibilité de discussion ni de réponse.