10/10/2017

**LC 14 : Acides et bases (L)**

*Par : Elise Camus Correcteur : Anne-Laure Bacchetta*

*Aspect didactique*

Bonne démarche dans cette leçon, les différentes parties se sont bien articulées. J’ai juste reproché l’absence de transition entre l’évaluation au papier pH et la mesure au pH-mètre.

*Aspect pédagogique*

-L’approche à partir des produits du quotidien est toujours une bonne idée. Penser à présenter directement les produits tels que les élèves les connaissent (flacon de déboucheur, de shampoing « pH neutre », bicarbonate alimentaire…) plutôt que des béchers préparés à l’avance contenant des solutions déjà diluées.

- Bonne idée aussi de rendre vivants les noms des chimistes, ici en donnant nationalité/époque/contexte pour Bronsted ou Sorensen

- J’ai bien apprécié l’approche microscopique de l’autoprotolyse avec des petits schémas rapide de molécules d’eau à la craie et en rouge et blanc.

-Attention à ne pas trop tourner le dos au public

- Les expériences dans cette leçon ont toutes été bien préparées en amont, béchers étiquetés à l’avance : petit matériel à côté, etc… ça contribue à une bonne fluidité du déroulement de la leçon

- Les élèves de lycée découvrent la fonction log dans l’expression du pH. Bien faire apparaitre [H+]=10-pH, forme qui leur est plus familière. Idem entre Ka et pKa pour comparer la force des acides, bien remarquer que si Ka augmente, l’acide est plus dissocié et pKa diminue. Ceci a bien été fait dans la leçon.

*Expériences*

* Les gants ne sont pas utiles pour manipuler des solutions diluées. Ils le seraient en revanche si on devait prélever du Destop, un produit pourtant  grand public...
* Pour diluer un acide concentré (> 1 mol/L) on doit effectivement veiller à verser l’acide sur l’eau. Pour un acide dilué en revanche, pas de risque si on fait l’opération dans le « mauvais » ordre.

Suggestion d’expériences complémentaires :

* On pourrait vérifier expérimentalement la formule [H+]=10-pH en mesurant le pH de solutions d’acide fort ou de base forte à différentes concentrations.
* On pourrait comparer facilement la force des acides en mesurant le pH de différents acides forts ou faibles de même concentration. Ca permettrait aussi de voir un autre acide faible que l’acide éthanoique et un autre acide fort que HCl.

*Questions posées*

* Qu’est-ce que le papier pH ? Quelle est sa couleur dans l’eau de Javel (blanc, ça décolore…) ?
* Qu’est-ce qu’un indicateur coloré acidobasique (IC = un couple, pas une seule espèce), amplitude d’une zone de virage à relier au pKa de l’IC. Un IC devant s’utiliser en petite quantité, il doit être très coloré (= fort coefficient d’extinction molaire à max)
* Avec une mesure de pH à 0,1 près, quelle est la précision relative sur l’avancement de la réaction de dissociation ?
* Nature des électrodes ? Expression du potentiel en fonction de pH ? Epaisseur du verre ? Perturbation en milieu très basique ? Intérêt de l’électrode combinée par rapport aux électrodes séparées ?
* Justifier les limites (qualifiées à tort de « conventionnelles ») du pH entre 0 et 14. A ce sujet, ne pas oublier que dans Ka ou Ke, comme dans toutes les constantes d’équilibre, interviennent les activités des espèces, même si on n’écrit que des concentrations au lycée.
* Effet de la dilution sur la dissociation d’un acide faible ? Peut-on dissocier totalement un acide faible ?
* Suite aux différentes valeurs de pH du sang donnés dans la leçon : Comment varie pKe avec la température ? Combien vaut-il à 37 °C ? Le sang est-il acide ou basique ? Pourquoi le sang des veines est-il plus acide que celui des artères ?
* Critères d’un « bon » tampon ? Qu’est-ce qu’un pseudo tampon ? Exemple ?
* Rôle du solvant ? A ce sujet, quand on établit une échelle de pKa extrapolée à partir d’étude dans différents solvants, il faut que ce solvant soit amphotère pour avoir une autoprotolyse.