

## Chimie 40S

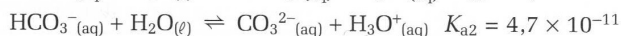
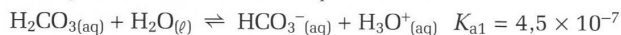
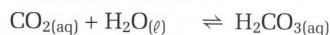
### Devoir : le pH et les constantes de dissociation

---

9. Trouve la  $[H_3O^+]$  et la  $[OH^-]$  dans chaque solution.
  - a) acide chlorhydrique à 0,45 mol/L
  - b) hydroxyde de sodium à 1,1 mol/L
10. Trouve la  $[H_3O^+]$  et la  $[OH^-]$  dans chaque solution.
  - a) acide bromhydrique à 0,95 mol/L
  - b) hydroxyde de calcium à 0,012 mol/L
11. La  $[OH^-]$  dans une solution d'acide chlorhydrique est  $5,6 \times 10^{-14}$  mol/L. Quelle est la concentration molaire du  $HCl_{(aq)}$  ?
12. La  $[H_3O^+]$  dans une solution d'hydroxyde de calcium est  $1,7 \times 10^{-14}$ . Quelle est la concentration molaire du  $Ca(OH)_{2(aq)}$  ?
13. La  $[H_3O^+]$  d'un échantillon de lait est mesurée à  $3,98 \times 10^{-7}$  mol/L. Le lait est-il acide, neutre ou basique ? Calcule le pH et la  $[OH^-]$  de l'échantillon.
14. Un échantillon d'ammoniaque domestique a un pH de 11,9. Quels sont le pOH et la  $[OH^-]$  de l'échantillon ?
15. Le phénol,  $C_6H_5OH$ , est utilisé comme désinfectant. Le pH d'une solution aqueuse de phénol a été mesuré à 4,72. Le phénol est-il acide, neutre ou basique ? Calcule la  $[H_3O^+]$ , la  $[OH^-]$  et le pOH de la solution.
16. À la température normale du corps, 37 °C, la valeur de la  $K_e$  pour l'eau est  $2,5 \times 10^{-14}$ . Calcule la  $[H_3O^+]$  et la  $[OH^-]$  à cette température. À 37 °C, l'eau pure est-elle acide, neutre ou basique ?
17. Un échantillon de bicarbonate de soude a été dissous dans l'eau et le pOH de la solution est 5,81 à 25 °C. La solution est-elle acide, basique ou neutre ? Calcule le pH, la  $[H_3O^+]$  et la  $[OH^-]$  de la solution.
18. Une chimiste dissout un peu d'Aspirine<sup>MD</sup> dans l'eau. La chimiste mesure ensuite le pH de la solution et trouve une valeur de 2,73 à 25 °C. Quelles sont la  $[H_3O^+]$  et la  $[OH^-]$  de la solution ?
19. Calcule le pH d'un échantillon de vinaigre qui contient de l'acide acétique à 0,83 mol/L. Quel est le degré de dissociation du vinaigre ?
20. À bas dosages, les barbituriques agissent comme des sédatifs. Les barbituriques sont fabriqués à l'aide d'acide barbiturique, un acide monoprotique faible qui a été préparé la première fois par le chimiste allemand Adolph von Baeyer en 1864. La formule de l'acide barbiturique est  $C_4H_4N_2O_3$ . Une ou un chimiste prépare une solution d'acide barbiturique à 0,10 mol/L. La ou le chimiste trouve un pH de 2,50 pour la solution. Quelle est la constante de dissociation acide de l'acide barbiturique ? Quel pourcentage de ses molécules se dissocient ?
21. Une solution d'acide fluorhydrique a une concentration molaire de 0,0100 mol/L. Quel est le pH de cette solution ?
22. L'acide hypochloreux,  $HOCl$ , est utilisé comme agent de blanchiment et comme germicide. Un chimiste trouve que 0,027 % des molécules de l'acide hypochloreux sont dissociées dans une solution à 0,40 mol/L de l'acide. Quelle est la valeur de la  $K_a$  de l'acide ?
23. Le mot « beurre » vient du mot grec *butyros*. L'acide butanoïque (nom usuel : acide butyrique) donne au beurre rance son odeur caractéristique. Calcule le pH d'une solution à  $1,0 \times 10^{-2}$  mol/L d'acide butanoïque ( $K_a = 1,51 \times 10^{-5}$ ).

24. L'acide caproïque,  $C_5H_{11}COOH$ , est présent à l'état naturel dans les huiles de palme et de noix de coco. C'est un acide monoprotique faible, avec une  $K_a = 1,3 \times 10^{-5}$ . Une certaine solution aqueuse d'acide caproïque montre un pH de 2,94. Quelle quantité d'acide a été dissoute pour préparer 100 mL de cette solution ?

25. Les boissons gazeuses contiennent une solution d'acide carbonique. L'acide carbonique est également un élément important dans la formation des ions présents dans le sang.



Calcule le pH d'une solution d'acide carbonique à  $5,0 \times 10^{-4}$  mol/L. Quelle est la  $[CO_3^{2-}]$  en solution ?

26. L'acide adipique est un acide diprotique utilisé dans la fabrication du nylon. Sa formule peut être abrégée en  $H_2Ad$ . Les constantes de dissociation acide pour l'acide adipique sont  $K_{a1} = 3,71 \times 10^{-5}$  et  $K_{a2} = 3,87 \times 10^{-6}$ . Quel est le pH d'une solution à 0,085 mol/L d'acide adipique ?

27. L'acide sulfhydrique,  $H_2S_{(aq)}$ , est un acide diprotique faible parfois utilisé pour du travail d'analyse. Il est employé pour précipiter les sulfures métalliques, qui ont tendance à être très insolubles. Calcule le pH et la  $[HS^-(aq)]$  d'une solution à  $7,5 \times 10^{-3}$  mol/L.

28. Quelle est la valeur de la  $K_a$  quand l'eau agit comme un acide de Brønsted-Lowry ? Écris l'expression pour la  $K_{a2}$  si l'eau agit comme un acide diprotique.

29. Une solution aqueuse d'ammoniaque domestique a une concentration molaire de 0,105 mol/L. Calcule le pH de la solution.

30. L'hydrazine,  $N_2H_4$ , a été utilisée comme carburant à fusée. La concentration d'une solution aqueuse d'hydrazine est  $5,9 \times 10^{-2}$  mol/L. Calcule le pH de la solution.

31. La morphine,  $C_{17}H_{19}NO_3$ , est une base d'origine naturelle utilisée pour contrôler la douleur. Une solution de  $4,5 \times 10^{-3}$  mol/L a un pH de 9,93. Calcule la  $K_b$  de la morphine.

32. La méthylamine,  $CH_3NH_2$ , est un gaz à odeur de poisson à la température ambiante. On l'utilise pour fabriquer plusieurs médicaments d'ordonnance, dont la méthamphétamine. Calcule la  $[OH^-]$  et le pOH d'une solution aqueuse de 0,25 mol/L de méthylamine.

33. À la température ambiante, la triméthylamine,  $(CH_3)_3N$ , est un gaz ayant une forte odeur d'ammoniac. Calcule la  $[OH^-]$  et le pourcentage de molécules de triméthylamine qui réagissent avec l'eau dans une solution aqueuse de 0,22 mol/L.

34. Une solution aqueuse d'ammoniaque a un pH de 10,85. Quelle est la concentration de la solution ?

35. Utilise le tableau des valeurs de la  $K_a$  à l'annexe E pour énumérer les bases conjuguées des acides suivants en ordre croissant de force des bases : l'acide méthanoïque,  $HCOOH$  ; l'acide fluorhydrique,  $HF_{(aq)}$  ; l'acide benzoïque,  $C_6H_5COOH$  ; le phénol,  $C_6H_5OH$ .

36. La  $K_b$  pour l'ammoniac,  $NH_3$ , est  $1,8 \times 10^{-5}$ . La  $K_b$  pour la triméthylamine,  $(CH_3)_3N$ , est  $6,5 \times 10^{-5}$ . Quel est l'acide le plus fort,  $NH_4^+$  ou  $(CH_3)_3NH^+$  ?

37. Le benzoate de sodium est utilisé comme agent de conservation alimentaire. Calcule le pH d'une solution aqueuse à 1,0 mol/L de benzoate de sodium. (Seul l'ion benzoate modifie le pH de la solution.)

38. L'ion bisulfite,  $HSO_3^-$ , est amphotérique. Écris les équations chimiques pour montrer comment cet ion agit d'abord comme un acide, puis comme une base.