

# pH ET EQUILIBRE ACIDO BASIQUE

## Le cours en 50 questions

**Remarques :** ces questions regroupent l'essentiel des connaissances ou compétences qui sont tombés au concours ces 10 dernières années à la faculté de médecine de Poitiers pour la première année de PACES, dans l'UE3. Les questions marquées en ++ sont essentiels pour la réussite des QCM. Veuillez consulter le site <https://poitiers.coaching-sciences.fr/> pour une utilisation optimale du cours en 50 questions

### Réaction chimique

- 1 Dans quel cas met-on des doubles flèches ? une simple flèche ?
- 2 Qu'est-ce qu'une réaction quasi totale ? comment fait on pour savoir si une réaction est quasi total
- 3 Qu'est-ce que l'avancement (donner l'équation chimique) ? Comment calcule ton un taux d'avancement ?
- 4 Comment définit-on une réaction totale ? dans ce cas, qu'est-ce que le réactif limitant ? réactif en excès ?

### Définition des acides et des bases

- 5 Donnez la définition d'un acide ainsi que d'une base, selon Arrhenius,
- 6 Donnez la définition d'un acide ainsi que d'une base, selon Bronsted Lowy,
- 7 Donnez la définition d'un acide ainsi que d'une base, selon Lewis

### L'eau et l'échelle de pH

- 8 Ecrire l'équation d'autoprotolyse de l'eau
- 9 Ecrire la constante de cet équilibre et donnez sa valeur à 25 °C
- 10 En déduire la concentration en  $\text{OH}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$  pour l'eau pure à 25°C
- 11 Donner la formule fondamentale du pH
- 12 En déduire la formule donnant la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$
- 13 Exprimer pKe en fonction de pH et pOH
- 14 Donner deux manières de mesurer un pH ?

### Force des acides et des bases

- 15 Ecrire la formule de la constante d'acidité notée  $K_a$
- 16 Ecrire la formule de la constante de basicité notée  $K_b$
- 17 Expliciter  $K_e$  en fonction de  $K_a$  et  $K_b$
- 18 En déduire  $P_{ke}$  en fonction de  $pK_a$  et  $pK_b$
- 19 Comment définit-on un acide fort ?

**Aspect quantitatif**

- 20 Comment calcul-t-on le pH d'un acide fort ? Donnez la formule. A quelle condition cette formule est-elle valable ?
- 21 Comment calcul-t-on le pH d'un acide faible ? Donnez la formule et les différents cas de figures.
- 22 Comment calcul-t-on le pH d'une base forte ? Donnez la formule. A quelle condition cette formule est-elle valable ?
- 23 Comment calcul-t-on le pH d'une base faible ? Donnez la formule et les différents cas de figures.
- 24 Qu'est ce qu'un acide polyprotique ?
- 25 Qu'est ce qu'une espèce ampholyte ?
- 26 Comment calcul-t-on le pH d'une espèce ampholyte ?

**Solution tampon**

- 27 Qu'est-ce qu'une solution tampon ?
- 28 Qu'est ce qui joue sur le pouvoir tampon d'une solution
- 29 Donnez la formule donnant le pH d'une solution tampon
- 30 Donnez la formule liant le pH et le pKa

# pH ET ÉQUILIBRE ACIDO BASIQUE

## Le cours en 50 réponses

**Réaction chimique**

- 1 On utilise une simple flèche dans le cas où la réaction est irréversible, c'est-à-dire possible seulement dans un sens. On met une double flèche quand la réaction est possible dans les deux sens.
- 2 Une réaction est totale quand au moins l'un des réactifs est totalement consommé. La réaction est quasi-totale quand la constante d'équilibre  $K \gg 1$

$$1 \quad x = \frac{n_i - n_{i0}}{\nu_i} \text{ où :}$$

- $n_i$  est la quantité de matière restante à l'instant  $t$
- $n_{i0}$  est la quantité de matière initiale

Finalement  $x$  correspond au nombre de mole ayant réagi, pour un coefficient stœchiométrique de  $l$

- 2 Vu a la question 2) :  $K \gg 1$ . Le réactif limitant est celui qui est totalement consommé, le réactif en excès est celui qui reste après la réaction

### Définition des acides et des bases

- 3 Acide : espèce chimique capable de libérer un proton  $H^+$  en solution aqueuse  
 Base : espèce chimique capable de libérer un  $OH^-$  en solution aqueuse
- 4 Acide : espèce chimique capable de libérer un proton  $H^+$  en solution aqueuse  
 Base : espèce chimique capable de capter un proton en solution aqueuse
- 5 Acide : espèce accepteuse de doublet d'électrons  
 Base : espèce chimique donneuse de doublet d'électrons

### L'eau et l'échelle de pH

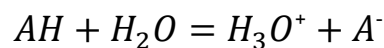
- 6  $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$   
 7  $Ke = \frac{[OH^-][H_3O^+]}{a_{H_2O}} = [OH^-][H_3O^+] = 10^{-14} mol.L^{-1}$

$a_{H_2O}$  est l'activité de l'eau, elle est communément prise égale a 1

- 8  $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} mol.L^{-1}$   
 9  $pH = -\log[H_3O^+]$   
 10  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$   
 11  $pKe = pOH + pH$   
 12 avec la colorimétrie (papier pH ou indicateur coloré), ou avec une méthode potentiométrique (pH-mètre)

### Force des acides et des bases

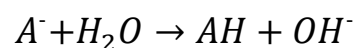
- 13  $K_a$  est la constante de réaction de l'acide avec l'eau :



Donc

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$$

- 14  $K_b$  est la constante de réaction de l'acide avec l'eau :



$$K_b = \frac{[AH][OH^-]}{[A^-]}$$

- 15  $K_a.K_b=K_e$   
 16  $pK_e=pK_a+pK_b$   
 17 Acide qui réagit totalement avec l'eau

### Aspect quantitatif

18  $pH = -\log C_0$  formule valable si et seulement si  $pH < 6$  car au delà, on ne peut négliger l'autoprotolyse de l'eau

19  $pH = \frac{1}{2} (-\log K_a - \log C_0) = \frac{1}{2} (pK_a - \log C_0)$

ssi  $pH < 6$  ET  $\frac{K_a}{C_0} \ll 0,01$  ou  $C_0 \gg \frac{K_a}{100}$  (acide concentré donc faiblement dissocié) Sinon il faut résoudre l'équation du second degré :

$$K_a = \frac{x^2}{(C_0 - x)} \text{ ou } x = [H_3O^+]$$

20  $pH = 14 + \log C_0$  si et seulement si  $pH > 8$

21  $pH = \frac{1}{2} (pK_b + pK_a + \log C_0)$  ssi  $pH > 8$  et base faiblement dissociée c'est à dire  $\frac{K_b}{C_0} < 0,01$  ou encore  $C_0 \gg \frac{K_b}{100}$  (base concentrée donc faiblement dissociée)

sinon il faut résoudre :

$$x^2 + K_b \cdot x - K_b \cdot C_0 = 0$$

où  $x = [OH^-]$

22 Un acide qui donne plusieurs protons

23 Une espèce ampholyte est une espèce capable de jouer à la fois de rôle de base et d'acide. Cette espèce appartient donc à deux couples acide base.

24  $pH = \frac{1}{2} (pK_{a1} + pK_{a2})$

la formule reste valable ssi  $C \gg \frac{K_{e2}}{K_{a2}}$  et  $C \gg \frac{K_{e1}}{K_{a1}}$  concrètement, il faut que les  $K_a$  soit assez séparés, ce qui normalement est toujours le cas en Paces et LAS à Poitiers ! Dans le doute appliquer la formule, vous n'avez pas le temps de refaire toute la démo.

### Solution tampon

25 Une solution tampon est une solution qui fait « tampon » c'est à dire que son pH varie peu suite à l'ajout de base, d'acide, ou par dilution. Une solution tampon est constituée d'un ou plusieurs couple acide base.

26 L'idéal est d'avoir une grande concentration, et d'avoir autant d'acide que de base (donc d'avoir  $[Acide] = [base]$  on aura donc  $pH = pK_a$ )

27  $pH = pK_a + \log\left(\frac{Base}{acide}\right)$  (c'est un peu débile en vrai car cette formule est toujours vraie !!!)

28  $pH = pK_a + \log\left(\frac{Base}{acide}\right)$