

# TUTORAT UE 3b 2012-2013

## Séance n°1 – Semaine du 21/01/2013

### Équilibre acido-basique Josiane NURIT

Séance préparée par Florence GUILLOTIN, Vincent JEAN-PIERRE, Marie DELZARD, Pierre BORONAT (ATP)

#### QCM n°1 :

**On introduit 10g de  $\text{CaCl}_2$  dans 1L d'eau. La concentration finale en  $\text{Ca}^{2+}$  est de  $0,08 \text{ mol.L}^{-1}$ .**

Donnée :  $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ .

- A. La concentration en  $\text{Cl}^-$  est de  $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- B. Le coefficient d'ionisation  $\alpha$  est égal à : 0.89.
- C. La concentration en  $\text{CaCl}_2$  restante est de :  $0,0108 \text{ mol.L}^{-1}$ .

**On effectue un prélèvement sanguin sur une femme. Après analyse on trouve un pH de 7.25**

- D. Cette femme est en alcalose sanguine.
- E. Une acidose ou une alcalose en biologie humaine est définie par rapport à un pH neutre de 7,4 à 25°C.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°2 : On mélange 1L d'une solution 1 d'acide chlorhydrique : HCl de concentration  $0,365 \text{ g.L}^{-1}$  avec le même volume d'une solution 2 de chlorure de calcium :  $\text{CaCl}_2$  de concentration  $2,22 \text{ g.L}^{-1}$ .**

Données :  $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{Ca}} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

- A. La force ionique de la solution 1 vaut :  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- B. La force ionique de la solution 2 vaut :  $6,66 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- C. La force ionique de la solution résultant du mélange vaut :  $0,035 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- D. Le pH de la solution résultant du mélange vaut : 2.
- E. La solution résultant du mélange des solutions 1 et 2 est appelée solution tampon.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°3 : On dissout 10mL d'une solution normale d' $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans 1L d'eau.**

- A. La solution normale contient, avant dilution, 2 moles d' $\text{H}_2\text{SO}_4$  par litre.
- B. L'équation acido-basique s'écrit:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+$ .
- C. L'équation acido-basique s'écrit:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$ .
- D. Le pH de la solution vaut 2.
- E. Si on remplace  $\text{H}_2\text{SO}_4$  par NaOH de concentration ( $\text{mol.L}^{-1}$ ) équivalente le pH de cette solution sera : 11,70.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°4 :**

On dispose d'un composé qui, en solution, est capable de capter un proton donné par la dissociation de l'eau. Ce composé a un  $pK_a$  de 12,4. On effectue une solution pour laquelle on trouve un pH de 9,3.

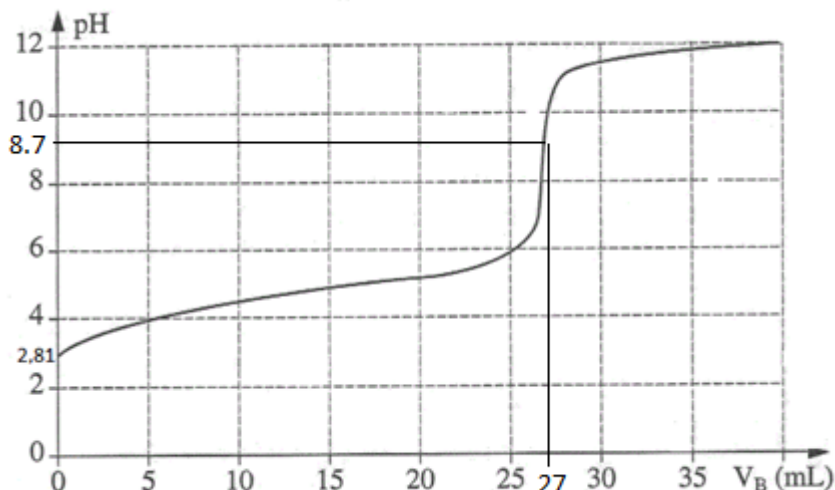
- A. La concentration en  $H_3O^+$  est de  $5,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- B. La concentration en  $OH^-$  est d'environ  $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- C. La concentration  $C_0$  est de  $1,6 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- D. L'équilibre établi est :  $H_3O^+ + B \rightarrow BH^+ + H_2O$ .
- E. La concentration en  $BH^+$  est d'environ  $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°5 :** On place 5 grammes d'acide barbiturique (Pentotal®) de formule brute  $C_4H_4N_2O_3$  dans 1 litre d'eau pure.

Données :  $pK_a$  de  $C_4H_4N_2O_3 = 7,6$  ;  $M_{C_4H_4N_2O_3} = 128 \text{ g.mol}^{-1}$ .

- A. Le pH de la solution est égal à : 4,5.
- B. Si cet acide se retrouve dans le sang à  $pH = 7,4$  la fraction ionisée est supérieure à la fraction non-ionisée.
- C. Si cet acide se retrouve dans l'estomac à  $pH = 2$ , il n'est pratiquement que sous forme non ionisée.
- D. Si cet acide se retrouve dans un milieu de  $pH > pK_{aC_4H_4N_2O_3}$  la fraction non ionisée sera inférieure à la fraction ionisée.
- E. Pour les acides faibles, une acidose augmente la fraction non ionisée.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°6 :** On réalise le titrage de 20mL d'une solution d'un monoacide par une solution de soude telle que  $[NaOH] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . Le pH est relevé en fonction du volume  $V_B$  de solution de soude, et on obtient la courbe  $pH = f(V_B)$  ci-dessous :



- A. L'acide dosé est un monoacide fort.
- B. Au point d'équivalence, il y a plus d'ions  $H_3O^+$  initiaux que d'ions  $HO^-$  ajoutés dans la solution.
- C. A l'équivalence 
$$pH = \frac{1}{2}(pKa - \text{Log}(c))$$
- D. La concentration en acide acétique est de  $1,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- E. Le  $pK_a$  de cet acide est compris entre 6 et 7.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°7 :** L'ammoniac étant volatile, on souhaite vérifier que le  $\text{NH}_{3(\text{aq})}$  ( $K_a = 6,3 \cdot 10^{-10}$ ) utilisé dans le laboratoire est toujours à une concentration de  $13,38 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Pour ce faire nous allons effectuer un titrage de  $10 \text{ mL}$  d'ammoniac par une solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à  $5 \text{ N}$ .

On utilisera du rouge de méthyle dont la zone de virage est entre  $4,2$  et  $6,2$ .

On observe un virage pour une chute de burette de  $18 \text{ mL}$ .

- A. La concentration de la solution titrante en  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est de  $10 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- B. Le rouge de méthyle est un couple acide base dont la forme acide n'a pas la même couleur que sa base conjuguée.
- C. La concentration en ammoniac est de  $13,38 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- D. La concentration en ammoniac est de  $6,42 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- E. Le pH de l'ammoniac est compris entre  $12,07$  et  $12,08$ .

**QCM n°8 :** On réalise le titrage de  $0,1 \text{ dm}^3$  d'une solution normale d'acide chlorhydrique par une solution de soude en présence d'un indicateur coloré : le bleu de bromothymol. Le volume équivalent est de  $100 \text{ mL}$ .

- A. Concernant la solution de soude, la réaction de la soude avec l'eau est totale.
- B. Lors de ce dosage, le mélange à l'équivalence a un pH neutre.
- C. Le but du bleu de bromothymol est de signaler la survenue du point d'équivalence en changeant de couleur.
- D. Le pH à l'équivalence se situe au environ de  $7$ .
- E. La concentration de la solution de soude est de  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°9 :** Concernant la diffusion membranaire.

- A. Les ions peuvent diffuser à travers une membrane lipidique.
- B. La fraction diffusible ne dépend que du pH du milieu.
- C. Pour les bases faibles,  $\text{pH} = \text{p}K_a - \log \left( \frac{[\text{ionisée}]}{[\text{non ionisée}]} \right)$ .

**Soit un acide faible de  $\text{p}K_a = 5,4$  apporté dans le sang à  $\text{pH} = 7,4$ .**

- D. La fraction non diffusible est égale à  $100$  fois la fraction diffusible.
- E. La partie ionisée est minoritaire.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°10 partie 1:** On mélange  $100 \text{ mL}$  d'une solution 1 d'acide acétique :  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de concentration  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$  avec  $400 \text{ mL}$  d'une solution 2 d'acétate de sodium :  $\text{CH}_3\text{COONa}$  de concentration  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Données :  $K_a$  de  $\text{CH}_3\text{COOH} = 2 \cdot 10^{-5}$  ;  $\text{p}K_a (\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 0$

- A. Le pH de la solution 1 vaut :  $4,7$ .
- B. Le pH de la solution 2 vaut :  $9,2$ .
- C. Le pH de la solution résultant du mélange vaut  $6,5$ .
- D. Le pH de la solution résultant du mélange vaut  $5,7$ .
- E. La réaction spontanée qui s'effectue lors du mélange est :  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ .
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°10 partie 2:** On décide d'ajouter  $0,03 \text{ mol}$  d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  au mélange S1+S2.

- A. L'ajout d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  entraîne une consommation de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
- B. L'ajout d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  entraîne une production de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .
- C. Le pH du mélange est finalement égal à  $5,23$ .

- D. Le pouvoir tampon du mélange est  $\beta = 0,064$ .
- E. La solution résultant du mélange des solutions 1 et 2, est appelée : solution tampon.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

**QCM n°11 : Un patient ingère une grande quantité de barbiturique (R-COOH) dont le  $pK_a = 7,6$ .**

- A. La constante d'acidité de ce barbiturique est de  $2,5 \cdot 10^{-8}$ .
- B. Au pH sanguin, la fraction diffusible est égale à 6 fois la fraction non diffusible.
- C. Pour limiter l'intoxication, on place le patient en acidose.

**On prépare un mélange équimolaire de cet acide barbiturique et de sa base conjuguée à  $1 \text{ mol.L}^{-1}$ .**

- D. Le pH de cette solution tampon est de 7,6.
- E. Le pH de 300 mL de cette solution dans laquelle on a ajouté  $10^{-1}$  mole d'acide chlorhydrique est égal à 7,3.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.