



TUTORAT UE 3b 2014-2015 – Physique

Séance n°1 – Semaine du 19/01/2015

Equilibres acido-basiques Dr. Josiane NURIT

Séance préparée par Alice CHABERT, Mathilde DALLE, Mélanie DIEZ et Alice ROUANET (ATP)

Noircir la ou les proposition(s) exacte(s) parmi les 6 items proposés.
Dans tous les QCM l'activité des constituants est égale à la concentration

QCM n°1 : Concernant la normalité et la molarité :

Données : masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H_2CO_3 : 62

H_2SO_4 = 98

- A. H_2CO_3 est un diacide donc : Normalité = Molarité \times 2.
- B. La normalité de 500 mL d'une solution contenant 124 g de H_2CO_3 est égale à 2 N.
- C. NH_3 est une tribase donc : Normalité = Molarité \times 3.
- D. H_2SO_4 est un diacide donc : Normalité = Molarité \times $\frac{1}{2}$.
- E. Pour préparer 0,5 L de solution 2 N de H_2SO_4 , il faut 32,6 g d'acide.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°2 : Concernant le calcul de la force ionique :

- A. La force ionique d'une solution de HCl de concentration $0,42 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ est de $0,21 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- B. La force ionique d'une solution de MgSO_4 de concentration $0,98 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ est de $3,92 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- C. La force ionique d'une solution d'ammoniac de concentration $0,6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ est de $6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- D. La force ionique d'une solution de CaCl_2 de concentration $0,02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ est de $0,06 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- E. La force ionique d'une solution de NH_4Cl de concentration $0,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ est de $2,55 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°3 : Concernant les acides :

- A. L'acide sulfurique H_2SO_4 est un polyacide.
- B. L'ion dihydrogénophosphate HPO_4^{2-} est ampholyte.
- C. Selon la théorie de Brønsted – Lowry, un acide est une espèce capable de céder un proton.
- D. La force ionique I dépend du coefficient d'activité γ .
- E. Plus la constante d'acidité K_a augmente plus l'acide est fort.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°4 : Les acides pyruvique (a) et lactique (b) ont les formules suivantes (a) $\text{CH}_3\text{-CO-COOH}$ ($\text{pK}_a = 2,50$) et (b) $\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$ ($\text{pK}_a = 3,90$)

- A. L'acide lactique est l'acide le plus fort.
- B. L'acide pyruvique est le plus dissocié en solution aqueuse.
- C. L'acide lactique est le plus dissocié en solution aqueuse.
- D. A $\text{pH} = 7,4$, la forme prédominante de l'acide pyruvique est la forme acide.
- E. A $\text{pH} = 7,4$, la forme prédominante de l'acide lactique est la forme basique.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°5 : Soit un demi-litre d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) à $\text{pH} = 1,5$.

Donnée : $MM_{\text{HCl}} = 36 \text{ g.mol}^{-1}$

- A. L'acide chlorhydrique est un acide fort.
- B. La réaction mise en jeu pour la préparation de cette solution est la suivante :
 $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$.
- C. La concentration en ion H_3O^+ est égale à $3,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- D. La masse d'acide à peser pour préparer cette solution est de 1,14 g.
- E. La concentration en Cl^- est de $3,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°6 : On introduit 10 g d'aniline ($\Phi - \text{NH}_2$) dans 125 mL d'une solution A.

Données : $MM = 93 \text{ g.mol}^{-1}$

pK_a (anilinium/aniline) = 4,62

- A. L'anilinium est un acide fort.
- B. L'aniline est une base faible.
- C. Le pH de la solution A sera calculé grâce à la formule : $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log [\Phi - \text{NH}_2])$
- D. La réaction entre $\Phi - \text{NH}_2$ et $\Phi - \text{NH}_3^+$ est une réaction équilibrée.
- E. Le pH de la solution A est égal à 9,28.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

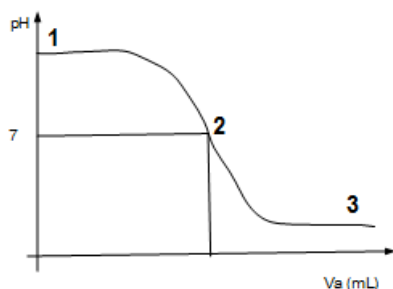
QCM n°7 : Soit une solution d'acétate de sodium titrée à $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Données : $MM = 83 \text{ g.mol}^{-1}$

K_a (acide acétique/ion acétate) = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

- A. L'acide acétique est un acide fort car le pK_a de son couple acide/base est supérieur à 7.
- B. Une base est une espèce capable de capter des protons.
- C. Afin de préparer 250 mL de cette solution, 0,10 g d'acétate de sodium seront nécessaires.
- D. Le pH de cette solution est de 8,2.
- E. Dans cette solution, la concentration en ions hydroxydes $[\text{OH}^-]$ est égale à $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°8 : Soit le graphique $\text{pH} = f(V_a)$ avec V_a le volume d'acide versé.



- A. Il s'agit du dosage d'une base faible par un acide fort.
- B. Au point 1, le pH de la solution se calcule grâce à la formule : $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$.
- C. L'abscisse du point 2 correspond au volume équivalent (V_{eq}).
- D. Si on est à $V = 2 V_{\text{eq}}$, soit au point 3, le $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ avec $[\text{H}_3\text{O}^+]$ égale à concentration initiale en acide.
- E. La base utilisée ici pourrait être la potasse.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°9 : On réalise le dosage de 20 mL d'une solution aqueuse d'ammoniac par une solution d'acide chlorhydrique de concentration 2 mol.L^{-1} . Le volume d'HCl versé à la demi équivalence est égal à 40 mL.

$$\text{p}K_a (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$$

- A. L'équation de la réaction de titrage s'écrit : $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$.
- B. A la demi équivalence on est en présence d'une solution tampon.
- C. A la demi équivalence on a : $\text{pH} = \text{p}K_a = 9,2$.
- D. Le volume équivalent est de 60 mL.
- E. La concentration de la solution aqueuse d'ammoniac est de 8 mol.L^{-1} .
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°10 : Nous souhaitons doser l'acide acétylsalicylique contenu dans un sachet de 1 g d'Aspirine®. Pour ce faire nous mettons en solution 1 sachet d'aspirine dans 20 mL d'eau et nous dosons par de la soude 1N l'acide acétylsalicylique (AA) présent dans ces 1 g d'Aspirine®. On obtient un volume équivalent de 5,2 mL.

Données : $\text{p}K_a \text{ aspirine} = 3,5$ $MM_{\text{acide acétylsalicylique}} = 180 \text{ g.mol}^{-1}$

- A. L'Aspirine est un acide faible.
- B. A l'équivalence on a : $C_{\text{AA}} \times 20 \cdot 10^{-3} = C_{\text{soude}} \times V_{\text{eq}}$.
- C. Lorsque l'on a versé 2,6 mL de soude le pH de la solution est de 3,5.
- D. La concentration initiale en AA est de $0,26 \text{ mol.L}^{-1}$.
- E. La masse d'AA dans 1 g d'Aspirine est de 0,936 g.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°11 : Un comprimé effervescent dont le principe actif est l'acide ascorbique est administré par voie orale. Le pK_a de l'acide ascorbique est de 4,2.

Données : Le pH de l'estomac est considéré égal à 2 et le pH de l'intestin est voisin de 7.

- A. La forme basique de ce composé est ionique.
- B. Dans l'estomac, on a $\frac{[\text{forme ionisée}]}{[\text{forme non ionisée}]} = 6,31 \times 10^{-3}$.
- C. Dans l'estomac, on a $\frac{[\text{forme non ionisée}]}{[\text{forme ionisée}]} = 6,31 \times 10^{-3}$.
- D. Dans l'intestin, la forme ionisée est présente en plus grande quantité que dans l'estomac.
- E. L'acide ascorbique est préférentiellement absorbé dans l'estomac.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°12 : Soit un médicament administré par voie orale. Le pH de l'estomac est égal à 2, celui de l'intestin à 7.

- A. S'il s'agit d'une base faible ($pK_a > 7$), la fraction ionisée dans l'estomac sera plus grande que la fraction non ionisée.
- B. S'il s'agit d'une base faible ($pK_a > 7$), la fraction ionisée dans l'intestin sera plus petite que la fraction non ionisée
- C. S'il s'agit d'un acide faible ($pK_a < 7$) la fraction diffusible dans l'intestin sera plus faible que la fraction non diffusible.
- D. S'il s'agit d'un acide faible ($pK_a > 2$), la fraction diffusible dans l'estomac sera plus faible que la fraction non diffusible.
- E. S'il s'agit d'une base faible, le médicament sera préférentiellement absorbé au niveau intestinal
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses