

TUTORAT UE 3b 2013-2014

Séance n°1 – Semaine du 20/01/2014

Equilibres acido-basiques

Josiane NURIT

Séance préparée par Alice CHABERT, Florence GUILLOTIN, Vincent JEAN-PIERRE, Lucas PAGES, Oriane ROMAN et Alice ROUANET (ATP)

QCM n°1 : Soient deux solutions d'acide carbonique (AC) H_2CO_3 (masse molaire = 62 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Le volume de la solution 1 est de 200 mL et elle contient 124 g d'AC. Le volume de la solution 2 est de 2,5 dm^3 et elle contient 5 moles d'AC.

- A. La concentration en AC dans la solution 1 est de 5 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- B. La concentration en H_3O^+ dans la solution 2 est de 4 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- C. La solution 2 est cinq fois plus concentrée en AC que la solution 1.
- D. La solution 1 est cinq fois plus concentrée en H_3O^+ que la solution 2.
- E. La solution 1 et la solution 2 possèdent la même normalité.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°2 : On s'intéresse dans un premier temps à l'anion phosphate, une base minérale de formule brute PO_4^{3-} appartenant au couple $\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$ caractérisé par un K_a égal à $10^{-12,4}$.

- A. L'anion phosphate étant capable de capter 3 protons, on peut le qualifier de tribase.
- B. Si une solution contient autant de HPO_4^{2-} que de PO_4^{3-} alors son pH sera égal à 12,4.
- C. Si l'on mélange 200 mL d'une solution de HPO_4^{2-} à 0,5 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec 300 mL d'une solution de PO_4^{3-} à 2 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, on obtient une solution de pH égal à 13,2.

La seconde partie de l'exercice porte sur l'hydroxyde de Sodium (communément appelé Soude), une base forte inorganique de formule brute NaOH . On considère une solution de Soude préparée en introduisant 20 g dans un litre d'eau (on néglige la variation de volume). En sachant que la masse molaire de la Soude est de 40 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, choisir la ou les propositions exactes.

- D. Le pH de cette solution de soude est de 13,7.
- E. Cette solution contient environ $2\cdot 10^{-14}$ moles d'ions H_3O^+ .
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°3 : Concernant les acides.

- A. Plus la constante d'acidité d'un acide est faible plus l'acide est fort.
- B. La constante d'acidité K_a dépend de la température et de la pression.
- C. Un acide est une espèce capable de capter un proton selon la Théorie de Brønsted – Lowry.
- D. H_3PO_4 est un polyacide.
- E. L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- est un ampholyte.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°4 : Concernant la normalité et le pH, choisir la ou les propositions exactes.

- A. Une solution d'acide nitrique HNO₃ (acide fort) titrée à 0,1 N a un pH de 1.
- B. Une solution de potasse KOH (base forte) titrée à 0,1 N a un pH de 13.
- C. Une solution d'acide acétique CH₃COOH (pK_a = 4,75) titrée à 0,1 N a un pH de 5.
- D. Une solution d'ammoniac NH₃ (pK_a = 9,2) titrée à 0,1 N a un pH de 9,2.
- E. Une solution d'acide sulfurique H₂SO₄ (acide fort) titrée à 0,1 N a un pH de 1.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°5 : Un PACES en vacances à Collioure souhaite calculer la force ionique d'un litre d'eau de mer, dont la composition est :

NaCl	0,932 mol.L ⁻¹
MgCl ₂	6,7663 g.L ⁻¹
MgSO ₄	3,9732 g.L ⁻¹
CaSO ₄	2,5878 g.L ⁻¹
KCl	0,016 mol.L ⁻¹

Il la compare à celle d'une eau minérale 1 (468 mg.L⁻¹ de Ca²⁺ et 74,5 mg.L⁻¹ de Mg²⁺).

Données : masses molaires en g.mol⁻¹

Mg	S	O	Ca	K	Na	Cl
24,3	32,1	16	40,1	39,1	23	35,5

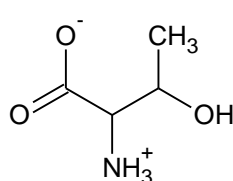
- A. La force ionique de l'eau de mer est de 1,369 mol.L⁻¹.
- B. La force ionique de l'eau de mer est de 1,107 mol.L⁻¹.
- C. La force ionique de l'eau minérale 1 est de 0,0589 mol.L⁻¹.

Il décide de mélanger 2 L d'eau minérale 1 avec 3 L d'eau minérale gazéifiée :

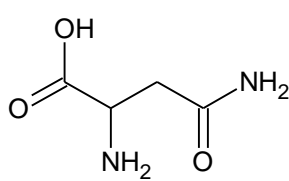
Ca ²⁺	190 mg.L ⁻¹
Mg ²⁺	85 mg.L ⁻¹
HCO ₃ ⁻	1300 mg.L ⁻¹
M _{HCO3-}	= 61,02 g.mol ⁻¹ .

- D. Après mélange, la concentration en HCO₃⁻ est environ égale à 4,26.10⁻³ mol.L⁻¹.
- E. Après mélange, la concentration en HCO₃⁻ est environ égale à 1,28.10⁻² mol.L⁻¹.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

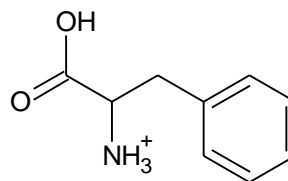
QCM n°6 : Concernant les acides aminés suivants, choisir celui ou ceux qui se retrouvent dans un état d'ionisation correct à un pH donné :



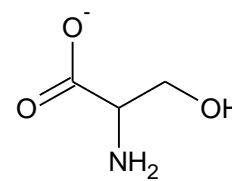
Thréonine



Asparagine



Phénylalanine



Sérine

- A. La thréonine (pK_{a1} (COOH) = 2,6 ; pK_{a2} (NH₂) = 10,4) à pH = 7.
- B. L'asparagine (pK_{a1} (COOH) = 2,0 ; pK_{a2} (NH₂) = 8,8) à pH = 5.
- C. La phénylalanine (pK_{a1} (COOH) = 1,8 ; pK_{a2} (NH₂) = 9,1) à pH = 1.
- D. La sérine (pK_{a1} (COOH) = 2,2 ; pK_{a2} (NH₂) = 9,2) à pH = 10.
- E. La sérine (pK_{a1} (COOH) = 2,2 ; pK_{a2} (NH₂) = 9,2) à pH = 2.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°7 : Choisir la ou les propositions exactes.

- A. Une solution tampon peut être constituée d'un acide fort et de sa base conjuguée.
- B. Le rôle d'une solution tampon est de limiter les variations de pH lors de l'ajout d'acide ou de base.
- C. Pour stabiliser le pH sanguin on utilise notamment le système tampon $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$.
- D. Le pouvoir tampon représente la qualité d'une solution tampon et il se calcule selon la formule

$$\beta = \frac{|\Delta \text{pH}|}{\Delta n}$$

- E. Dans l'expression du pouvoir tampon, Δn représente le nombre de moles d'acide ou de base forte ajouté pour un litre de solution tampon.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°8 : Soient une solution A d'acide éthanóique (acide acétique) $\text{CH}_3\text{-COOH}$ de concentration $C_A = 2 \text{ mol.L}^{-1}$ et une solution B d'hydroxyde de Potassium (potasse) KOH de concentration $C_B = 6 \text{ mol.L}^{-1}$. En sachant que le pK_a de l'acide éthanóique est égal à 4,8. Choisir la ou les propositions exactes.

- A. Le pH de la solution A est égal à 0,3.
- B. Le pH de la solution B est égal à 12,4.
- C. L'hydroxyde de potassium est une base faible.
- D. La base conjuguée de l'acide éthanóique (anion éthanóate) est une base forte.
- E. La concentration en ions H_3O^+ dans la solution B est de $4.10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°9 : Pour effectuer le dosage de la première acidité de 10 mL d'acide phosphorique H_3PO_4 on a versé 20 mL de soude (NaOH) à 0,1N. On donne : $\text{pK}_a (\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 2,2$.

- A. La réaction mise en jeu lors de ce dosage est la suivante : $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+$.
- B. La concentration en acide phosphorique dans la solution à doser est de $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.
- C. Pour un volume de 10 mL de soude versée on a $\text{pH} = 4,2$.
- D. Le pH lorsque l'on n'a pas encore versé de soude est égal à 3,8.
- E. Le pH à l'équivalence est égal à 4,8.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°10 : On dispose d'une solution d'acide formique HCOOH (acide faible). On réalise le dosage de 20 mL de cette solution avec de la soude NaOH (base forte) de concentration $C_B = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$. Le point d'équivalence est obtenu pour un volume de soude versé de 10 mL. On donne $\text{pK}_a (\text{HCOOH}) = 3,75$.

- A. La constante d'acidité de l'acide formique est égale à 5623.
- B. Le pH de la solution titrante est de 2,1.
- C. Lors du dosage, le pH de la solution augmente.
- D. Lors du dosage, le pH de la solution diminue.
- E. La réaction globale est : $\text{HCOOH} + \text{HO}^- \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°11 (suite) : Choisir la ou les propositions exactes.

- A. La concentration de la solution initiale d'acide formique est égale à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$.
- B. La concentration de la solution initiale d'acide formique est égale à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- C. Le pH de la solution initiale d'acide formique vaut 0,7.
- D. Le pH de la solution initiale d'acide formique vaut 2,2.
- E. Le coefficient de dissociation de l'acide formique est de 3% (on considère la dissociation de l'acide très faible).
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°12 : La Xylocaïne[®], dont le principe actif est la Lidocaïne (base faible de $pK_a = 7,9$), est un anesthésique local et anti-arythmique.

- A. A pH = 7,4 la forme ionisée est égale à environ 3,16 fois la forme non ionisée.
- B. A pH = 7,4 le rapport [forme ionisée]/[forme non ionisée] est égal à 0,316.
- C. Dans l'estomac (pH = 2), la fraction diffusible est égale à environ 500 000 fois la fraction non diffusible.
- D. Dans l'estomac (pH = 2), la fraction non diffusible est égale à environ $1,26 \cdot 10^{-6}$ fois la fraction diffusible.
- E. Dans l'estomac (pH = 2), la Lidocaïne se trouve principalement sous forme ionisée.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°13 : Le Furosémide est un diurétique utilisé dans le traitement de l'hypertension artérielle, des œdèmes d'origine rénale et hépatique et de l'insuffisance cardiaque. C'est un acide faible de pK_a égal à 3,9.

- A. A pH = 13,6 la forme ionisée (non diffusible) correspond à la forme acide du Furosémide.
- B. A pH = 7, la forme non ionisée est égale à environ 1259 fois la forme ionisée.
- C. A pH = 7, le Furosémide est principalement sous forme non ionisée.
- D. Dans l'estomac (pH = 2), le Furosémide est principalement sous forme non diffusible.
- E. Dans l'estomac (pH = 2), la fraction non diffusible est égale à environ 79,43 fois la fraction diffusible.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.