



TUTORAT UE3B 2015 - 2016 – Chimie Physique

Séance n°1 – Semaine du 18/01/2016

Equilibres acido-basiques J. Nurit.

Séance préparée par ATP

QCM n°1 : Concernant l'activité et la force ionique :

Donnée : $M(\text{NH}_4\text{MnO}_4) = 137 \text{ g.mol}^{-1}$

- A. L'activité dépend de la concentration et du coefficient d'activité γ qui est exprimé en mol.L^{-1} .
- B. La force ionique permet de rendre compte des interactions entre les ions dans le milieu et va avoir un impact sur leur disponibilité donc sur la valeur de l'activité.
- C. La force ionique est exprimée en mol.L^{-2} .
- D. Une solution de concentration égale à $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ de difluorure de cuivre (CuF_2) a pour force ionique : $0,625 \text{ mol.L}^{-1}$.
- E. Une solution de concentration égale à $8,22 \text{ g.L}^{-1}$ de permanganate d'ammonium (NH_4MnO_4) a pour force ionique $0,12 \text{ mol.L}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°2 : Concernant l'activité et la force ionique :

- A. L'activité est la fraction de la concentration qui participe effectivement au processus chimique ou physique.

Soit une solution de FeCl_3 de concentration massique égale à $32,44 \text{ g.L}^{-1}$ dont la force ionique est égale à $1,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

- B. La masse molaire du chlorure de fer est égale à $147,45 \text{ mol.L}^{-1}$.

Soit une solution de sulfate de cuivre (CuSO_3) avec une force ionique de $0,12 \text{ mol.L}^{-1}$.

Donnée : Masse molaire du sulfate de cuivre = $159,6 \text{ g.mol}^{-1}$.

- C. La concentration de la solution de sulfate de cuivre est de $0,06 \text{ mol.L}^{-1}$.
- D. La concentration de la solution de sulfate de cuivre est de $0,03 \text{ mol.L}^{-1}$.
- E. Si la concentration était de $23,94 \text{ g.L}^{-1}$, on aurait une force ionique de $0,6 \text{ mol.L}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°3 : Concernant la normalité :

- A. La normalité N exprime le nombre de mole d'élément actif par litre de solution.
- B. Une solution normale d'un diacide contient 2 moles d'acide par litre.
- C. Une solution normale de soude contient une mole d'acide par litre.
- D. Une solution normale d'une tribase contient $1/3$ moles de base par litre.
- E. La molarité correspond au produit de la normalité N par le nombre d'entités libérées.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°4 : Choisir la ou les propositions exacte(s).

- A. Le pH d'une solution de monobase forte se calcule suivant la formule : $\text{pH} = 14 + \log C_0$.
- B. Le mélange d'un acide fort et d'une base faible se comporte comme une base forte.
- C. Selon la théorie de Bronsted, une base est une espèce capable de céder des protons.
- D. Plus une base est forte plus son K_b est petit et son $\text{p}K_a$ grand.
- E. Si une base a un K_b élevé cela signifie qu'elle se dissocie partiellement.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°5 : Soit les acides suivants :

Acide acétique : CH_3COOH , $\text{p}K_a = 4,76$

Acide oxalique : HOOC-COOH , $\text{p}K_{a1} = 1,2$ et $\text{p}K_{a2} = 4,3$

Acide acétylsalicylique : $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, $\text{p}K_a = 3,5$

- A. L'acide oxalique est l'acide le plus fort.
- B. Ce sont tous des monoacides.
- C. À $\text{pH} = 7,4$, l'acide acétique sera sous forme non ionisée.
- D. Si le pH d'une solution d'acide acétique est égal à 2,23 alors la concentration de la solution est égale à 2 mol.L^{-1} .
- E. À $\text{pH} = 1$, l'acide oxalique sera pleinement protoné.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°6 : Soit une solution aqueuse A d'acide nitrique avec un pH égal à 1.

- A. Les acides forts sont entièrement dissociés dans l'eau.
- B. La solution A a une concentration $C_A = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Soit une solution B d'acide acétique de concentration $C_B = 15 \times C_A$ et de $\text{p}K_a = 4,76$.

- C. Le pH de la solution B est égal à 2,3.
- D. Le taux de dissociation de l'acide acétique, α , est égal à 1 %.
- E. Si on dilue la solution, le taux de dissociation α va augmenter.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°7 : On dispose d'un composé X qui, en solution, est capable de capter un proton donné par la dissolution de l'eau. Ce composé X a un $\text{p}K_a$ de 13. On réalise une solution avec X pour laquelle on trouve un pH de 10,6. La température est à 25°C .

- A. La concentration en H_3O^+ est de $2,5 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$.
- B. La concentration en OH^- est d'environ $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- C. La concentration initiale C_0 est de $1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- D. L'équilibre établi est $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{B} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O}$.
- E. La concentration en BH^+ est d'environ $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°8 : On veut vérifier la concentration d'une solution de méthylamine CH_3NH_2 (concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$) par une solution d'acide chlorhydrique HCl .

On prélève 100 cm^3 de méthylamine $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ que l'on dose par une solution d'acide chlorhydrique $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

Donnée : K_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2 = 2,34 \cdot 10^{-11}$

- A. Le pH de la solution initiale est basique.
- B. Le volume de solution d'acide à ajouter pour obtenir un pH de 10,63 est 10 mL.
- C. A la neutralisation le volume d'acide versé est égal à 10 mL.
- D. A la neutralisation, la solution se comporte comme un acide faible.
- E. Le pH à la neutralisation est égal à 5,85.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°9 : On réalise le titrage de 0,3 dm³ d'une solution normale d'acide chlorhydrique par une solution de soude en présence d'un indicateur coloré : le bleu de bromophénol. Le volume équivalent est de 200 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 rôle du bromothymol est de signaler la survenue du point d'équivalence en changeant de couleur.
- D. Le pH à l'équivalence se situe vers 8.
- E. La concentration de la solution de soude est de 1 mol.L⁻¹.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°10 : On cherche à réaliser 400 mL d'une solution tampon avec 0,01 mol.L⁻¹ de dioxyde de carbone et 0,005 mol.L⁻¹ d'hydrogénocarbonate de sodium (pK_a = 6,35). On met les 2 espèces à volume égal.

- A. On est en présence d'une solution tampon efficace.
- B. Le pH de la solution est de 6,05.

On ajoute à la solution tampon 5 mL d'acide chlorhydrique à 0,05 mol.L⁻¹.

- C. Le pH de la solution est alors égal à 6,13.
- D. La solution tampon a perdu ses propriétés « tampon ».
- E. On a un pouvoir tampon de 0,003.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°11 : Soit l'alanine :
$$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array}$$

Données : pK_{a1} (COOH) = 2,3 ; pK_{a2} (NH₂) = 9,7

- A. A pH = 7, la forme prépondérante du groupement carboxyle est non ionisée.
- B. A pH = 1, la forme prépondérante du groupement carboxyle est non ionisée.
- C. A pH = 12, la forme prépondérante du groupement carboxyle est ionisée.
- D. A pH = 7, la forme prépondérante du groupement aminé est ionisée.
- E. A pH = 12, la forme prépondérante du groupement aminé est non ionisée.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°12 : Pour une base faible type benzodiazépine, dont le pK_a est égal à 6

- A. A pH = 7,4, la fraction ionisée est égale à 25 fois la fraction non ionisée.
- B. A pH = 7,4, la fraction diffusible est égale à 25 fois la fraction non diffusible.
- C. En cas d'intoxication une diminution du pH sanguin va augmenter la fraction non ionisée donc diffusible.
- D. Dans le cas d'une intoxication, une diminution du pH sanguin est défavorable au patient.
- E. Plus la différence pH - pK_a est grande moins la molécule est ionisée.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.