



TUTORAT UE UE3b 2014-2015 – Physique

CORRECTION 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)

QCM n°1 : A

- A. Vrai.
B. Faux. $N = M \times 2$
or $M = \text{nbres de mole} / V = (124/62)/0,5 = 4$ donc $N = 4 \times 2 = 8$. La solution est 8 N
D. Faux. $\text{NH}_4\text{OH} = \text{base faible (ammoniaque)} = (\text{NH}_3, \text{H}_2\text{O})$
 NH_3 est une monobase donc : Normalité = Molarité $\times 1$.
D. Faux. H_2SO_4 est un diacide donc : Normalité = Molarité $\times 2$.
E. Faux. Si le titre est exprimé en « normalité »
Qté en gr = eq \times Titre $\times V = \text{masse mol}/2 \times 2 \times 0,5 = 49$ g

QCM n°2 : B, D

- A. Faux. $I = \frac{1}{2} [(0,42 \times 1^2) + (0,42 \times -1^2)] = 0,42 \text{ mol.L}^{-1}$.
B. Vrai. $\text{MgSO}_4 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
 $I = \frac{1}{2} [(0,98 \times 2^2) + (0,98 \times -2^2)] = 3,92 \text{ mol.L}^{-1}$.
C. Faux. Il n'y a pas d'ions dans cette solution.
D. Vrai. $\text{CaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$
 $I = \frac{1}{2} [(0,02 \times 2^2) + (2 \times 0,02 \times -1^2)] = 0,06 \text{ mol.L}^{-1}$.
E. Faux. $\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
 $I = \frac{1}{2} [(0,3 \times 1^2) + (0,3 \times -1^2)] = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$.
F. Faux.

QCM n°3 : A,C, E

- A. Vrai.
B. Faux. L'ion dihydrogénophosphate est bien ampholyte mais il s'écrit H_2PO_4^- .
C. Vrai.
D. Faux. C'est l'inverse ! C'est le coefficient d'activité γ qui dépend de la force ionique I.
E. Vrai.

QCM n°4 : B, E

- A. Faux Plus l'acide est fort \Rightarrow plus pK_a est petit
 pK_a ac pyruvique < pK_a ac lactique \Rightarrow acide pyruvique = acide le plus fort
- B. Vrai**
- C. Faux
- D. Faux $pH > pK_a$: acide < base
- E. Vrai** $pH > pK_a$: forme basique de l'ac lactique prédomine

QCM n°5 : A, C, E

- A. Vrai.**
- B. Faux. Attention HCl est un acide fort ! Il est donc totalement dissocié (simple flèche) !
 $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$
- C. Vrai.** $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1.5} = 3,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- D. Faux. La concentration massique est de $3,16 \cdot 10^{-2} \times 36 = 1,138 \text{ g.L}^{-1} \rightarrow$ il nous faut peser 1,138 g d'acide pour préparer 1L de cette solution. Donc $1,138 \times 0,5 = 0,57 \text{ g}$.
- OU : Qté = masse molaire \times Titre en molarité \times V
 $= 36 \times 3,16 \cdot 10^{-2} \times 0,5 = 0,568$ soit 0,57 g
- E. Vrai.** $[H_3O^+] = [Cl^-]$

QCM n°6 : B, D, E

- A. Faux. L'aniline = base faible (voir pK_a) donc son acide conjugué est un acide faible.
- B. Vrai.**
- C. Faux. C'est une base faible donc $pH = 7 + \frac{1}{2} (pK_a + \log [\Phi - NH_2])$.
- D. Vrai.** $\Phi - NH_2 + H_2O \rightleftharpoons \Phi - NH_3^+ + OH^-$
- E. Vrai.** On calcule d'abord $[\Phi - NH_2]$: $C = n/V = (m/M)/V = (10/93)/0,125 = 0,86$.
 $pH = 7 + \frac{1}{2} (4,62 + \log (0,86)) = 9,28$.

QCM n°7 : B,C,D

- A. Faux. Quand on donne le pK_a , on est dans le cas d'un acide faible et de sa base conjuguée qui est, elle aussi, faible.
- B. Vrai.**
- C. Vrai.** Qté = masse molaire \times Titre en molarité \times V = $83 \times 5 \cdot 10^{-3} \times 0,25 = 0,10 \text{ g}$
- D. Vrai.** $pH = 7 + \frac{1}{2} (pK_a + \log [CH_3COONa]) = 7 + \frac{1}{2} (-\log K_a + \log 5 \cdot 10^{-3}) = 8,2$
- E. Faux. $[H_3O^+].[OH^-] = K_e = 10^{-14}$ or $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ d'où $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-8,2}} = 1,58 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

QCM n°8 : B, C, E

- A. Faux. Monobase forte par un acide fort.
- B. Vrai.** pH d'une base forte.
- C. Vrai.** Point de neutralisation = pt d'équivalence.
- D. Faux. Si $V = 2 V_{eq} \Rightarrow [H_3O^+] = (C_a \times 2 V_{eq} - C_b V_b) / (V_b + 2 V_{eq})$
- E. Vrai.** Potasse = KOH = base forte.

QCM n°9 : A, B, C, E.

A. Vrai.

B. Vrai. $[NH_4^+] = [NH_3]$

C. Vrai.

D. Faux. Volume équivalent = 2 × Volume de demi équivalence = 80 mL

E. Vrai. A l'équivalence $n(NH_3)_{initial} = n(HCl)_{ajouté} = [HCl] \times V_{eq} = 2 \times 80 \cdot 10^{-3} = 0,16 \text{ mol}$

$$\text{Donc : } [NH_3] = \frac{0,16}{V_i} = \frac{0,16}{20 \times 10^{-3}} = 8 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$\text{Ou encore : } C_B = C_A V_A / V_B = 2 \times 80 / 20 = 8$$

QCM n°10 : A, B, C, D, E

A. Vrai.

B. Vrai. on a, à l'eq : nbre de mole d'acide initial = nbre de mole de base versée

$$\text{Soit : } C_{AA} \times 20 \cdot 10^{-3} = C_{soudé} \times V_{eq}$$

C. Vrai. V = 2,6 mL de soude versé correspond à la demi équivalence → pH = pK_a.

D. Vrai. $C_{AA} = 1 \times (5,2 \times 10^{-3}) / 20 \times 10^{-3} = 0,26 \text{ mol.L}^{-1}$.

E. Vrai. La concentration massique en AA = 0,26 × 180 = 46,8 g.L⁻¹.

$$46,8 \text{ g d'AA} \rightarrow 1000 \text{ mL}$$

$$x \text{ g d'AA} \rightarrow 20 \text{ mL} \rightarrow x = 0,936 \text{ g d'AA dans la solution cad ds 1 g}$$

d'aspirine

$$\text{on a : } 0,936 \text{ g d'AA.}$$

QCM n°11 : A, B, D, E

A. Vrai.

B. Vrai. pH = pK_a + log (i/ni)

$$\Rightarrow \log i/ni = \text{pH} - \text{pK}_a = -2,2$$

$$\Rightarrow i/ni = 10^{-2,2} \Rightarrow i/ni = 6,31 \cdot 10^{-3}$$

C. Faux.

D. Vrai. pH = pK_a + log (i/ni)

$$\Rightarrow \text{pH} - \text{pK}_a = \log (i/ni) = 7 - 4,2$$

$$\Rightarrow i/ni = 10^{2,8} \Rightarrow i = 630 \text{ ni soit : non diffusible} = 630 \text{ diffusible}$$

E. Vrai. Estomac : diffusible = 1/(6,31 × 10⁻³) non diffusible

diffusible = 158 non diffusible

Intestin : diffusible = 1/630 non diffusible.

QCM n°12 : A, C, E

A. Vrai

B. Faux

C. Vrai

D. Faux

E. Vrai