



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 : B

A. Faux. Le coefficient d'activité γ n'a pas de dimension.

B. **Vrai.**

C. Faux. En mol.L⁻¹.

D. Faux. $\text{CuF}_2 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 \text{F}^-$ $[\text{F}^-] = 2 \times 0,25$ $[\text{Cu}^{2+}] = 0,25$
 $I = \frac{1}{2} (0,5 \times (-1)^2 + 0,25 \times 2^2) = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}$

E. Faux. $\text{NH}_4\text{MnO}_4 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{MnO}_4^-$ $[\text{MnO}_4^-] = 8,22/137 = 0,06 = [\text{NH}_4^+]$
 $I = \frac{1}{2} (0,06 \times (-1)^2 + 0,06 \times 1^2) = 0,06 \text{ mol.L}^{-1}$.

Ne pas oublier de convertir la concentration massique en concentration molaire grâce à la masse molaire du composé.

QCM n°2 : A, D, E

A. **Vrai.** On l'appelle aussi concentration active.

B. Faux. $\text{FeCl}_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$ $[\text{Cl}^-] = 3 \times C$ $[\text{Fe}^{3+}] = C$
Force ionique = 1,1 = $\frac{1}{2} (3 C \times (-1)^2 + C \times (+3)^2) = 12/2 C \Rightarrow C = 0,18333 \text{ mol.L}^{-1}$
 $M = C_{\text{massique}} / C_{\text{molaire}} = 32,44/0,18333 = 176,9 \text{ g.mol}^{-1}$.

C. Faux. $\text{CuSO}_3 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_3^{2-}$ $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{SO}_3^{2-}] = C$
Force ionique = 0,12 = $\frac{1}{2} (C \times (2)^2 + C \times (-2)^2) = 4 C \Rightarrow C = 0,03 \text{ mol.L}^{-1}$.

D. **Vrai.**

E. **Vrai.** $C = (23,94/159,6)/1 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$
 $I = 4 C = 4 \times 0,15 = 0,6 \text{ mol.L}^{-1}$.

QCM n°3 : A, D

A. **Vrai.**

B. Faux. Une solution normale d'un diacide contient 1 mole de protons et 1/2 moles de diacide par litre.
($N = 1$; nbre de protons = 2 ; $M = N/n = 1/2$)

C. Faux. Elle contient 1 mole de base par litre. ($N = 1$; $n = 1$; $M = 1$).

D. **Vrai.** Une solution normale contient 1 mole de base par litre et 1/3 moles de tribase par litre.
($N = 1$; $n = 3$; $M = N/n = 1/3$).

E. Faux. La molarité correspond au rapport de la normalité sur le nombre d'entités pouvant être libérées = N/n .

QCM n°4 : A

- A. **Vrai.**
- B. Faux. Il se comporte comme un acide faible.
- C. Faux. C'est une espèce capable d'accepter des protons.
- D. Faux. Plus une base est forte, plus son K_b est élevé et son pK_a grand.
- E. Faux. Cela signifie que c'est une base forte qui se dissocie totalement.

QCM n°5 : A, D, E

- A. **Vrai.** On peut le voir grâce au pK_a : plus l'acide est fort : plus K_a est grand : plus pK_a est petit.
- B. Faux. L'acide oxalique possède deux pK_a , relatifs chacun à la libération d'un proton. Il peut donc libérer deux protons et est donc un diacide. De plus, on peut voir que cette molécule a deux fonctions acides carboxyliques accolées l'une à l'autre.
- C. Faux. $pH > pK_a$: comme $pH = pK_a + \log [A^-]/[AH] \Rightarrow A^- > AH$
Il sera donc majoritairement sous forme ionisée.
- D. **Vrai.** $pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log (C_0) \Rightarrow C_0 = 2 \text{ mol.L}^{-1}$.
- E. **Vrai.** $pH < pK_a$: comme $pH = pK_a + \log [A^-]/[AH] \Rightarrow A^- < AH$: Il sera majoritairement sous forme non ionisée.

QCM n°6 : A, B, C, E

- A. **Vrai.**
- B. **Vrai.** Pour un acide fort : $pH = -\log C$, donc $10^{-pH} = C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- C. **Vrai.** $C_{\text{sol B}} = 1,5 \text{ mol.L}^{-1}$. On utilise la formule :
 $pH = 0,5 \times pK_a - 0,5 \times \log C = 0,5 \times 4,76 - 0,5 \times \log 1,5 = 2,3$.
- D. Faux $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$
 C_0
 $C_0 - C_0 \alpha \qquad C_0 \alpha \qquad C_0 \alpha$
On néglige α dvt 1 : $K_a = C_0 \alpha^2$ avec : $K_a = 10^{-pK_a} = 1,7 \cdot 10^{-5}$
 $\Rightarrow \alpha = 3,4 \cdot 10^{-3}$ soit : 0,3 %.
- E. **Vrai.** C'est la loi de dilution d'Ostwald : si on dilue alors : $C_0 \searrow \Rightarrow \alpha \nearrow$.

QCM n°7 : A, D

- A. **Vrai.** $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 2,5 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$
- B. Faux. $[H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14}$
 $[HO^-] = 10^{-14} / 2,5 \cdot 10^{-11}$
 $= 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.
- C. Faux. Le pK_a est inférieur à 14 donc c'est une base faible, d'où l'utilisation de la formule
 $pH = 7 + 0,5 \times pK_a + 0,5 \times \log (C_0) \Rightarrow C_0 = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.
Rappel : Ce les bases qui ont la capacité de capter un (ou plusieurs) électron.
- D. **Vrai.** On peut aussi avoir $H_2O + B \rightleftharpoons BH^+ + HO^-$
- E. Faux. D'après le principe de l'électroneutralité de la solution : $BH^+ + H_3O^+ = OH^-$
 $\Rightarrow BH^+ = OH^- - H_3O^+ = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

QCM n°8 : A, B, D, E

A. **Vrai.** A t = 0, nous sommes en présence d'une solution de base faible.

B. **Vrai.** $pK_a = -\log K_a = -\log (2,34 \cdot 10^{-11}) = 10,63$. On veut donc atteindre $pH = pK_a$,
On est à la $\frac{1}{2}$ neutralisation : $n_{a \text{ ajoutées}} = \frac{1}{2} n_b = \frac{1}{2} \times C_b V_b = \frac{1}{2} \times 0,1 \times 0,1 = 0,005$ mole.
 $\Rightarrow V_a = n_a / C_a = 0,005 / 0,5 = 0,01$ L soit 10 mL.

Ou : autre raisonnement : A $pH = pK_a$ on a : $[BH^+] = [B]$.

On verse 10 mL d'acide fort soit $n_a = 0,01 \times 0,5 = 0,005$ mol, soit exactement la moitié de la méthylamine.

	B	+	H ⁺	→	BH ⁺
n Initial	$V \times C = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$		$V \times C = 0,005 \text{ mol}$		0
n Final	$0,01 - 0,005 = 0,005$		0		0,005

C. **Faux.** On sait que 10 mL d'acide fort consomment la moitié de l'amine, il faut donc apporter le double d'acide pour atteindre l'équivalence :

$$n_b = n_a \text{ d'où } C_b V_b = C_a V_{\text{aeq}} \Rightarrow V_{\text{aeq}} = C_b V_b / C_a = 0,1 \times 0,1 / 0,5 = 0,02 \text{ L soit } 20 \text{ mL.}$$

D. **Vrai.**

E. **Vrai.** A l'équivalence toute l'amine a réagi avec H^+ en se transformant en ions méthylammonium. On est en présence d'un sel de base faible et d'acide fort (NH_4Cl) qui se comporte comme un acide faible :

$$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C_b = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log (n_b / V_{\text{aeq}} + V_b) \\ = \frac{1}{2} \times 10,63 - \frac{1}{2} \log [0,1 \times 100 / (20 + 100)] = 5,85.$$

QCM n°9 : A, B, C

A. **Vrai.** En effet, il s'agit d'une base forte. Dans le cas d'un acide fort ou d'une base forte, la réaction est totale.

B. **Vrai.** Lors du titrage d'un acide fort par une base forte, le point d'équivalence est atteint pour un pH égal à 7.

C. **Vrai.**

D. **Faux.** Le pH est égal à 7 car c'est le titrage d'un acide fort par une base forte.

E. **Faux.** $HCl = \text{monoacide} \Rightarrow \text{molarité} = \text{normalité} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

$$C_b = (C_a V_a) / (V_{\text{eq}}) = (1 \times 0,3) / 0,2 = 1,5 \text{ mol.L}^{-1}.$$

QCM n°10 : A, B, E

A. **Vrai.** $n_{CO_2} = [CO_2] \times V = 0,01 \times 0,2 = 0,002$ mole.

$$n_{HCO_3^-} = [HCO_3^-] \times V = 0,005 \times 0,2 = 0,001 \text{ mole.}$$

On est en présence d'un acide faible et de son sel de base forte.

De plus le rapport $n_b / n_a = 0,5$ est compris entre 0,1 et 10.

On est donc en présence d'une solution tampon efficace.

B. **Vrai.** $pH = pK_a + \log [C_b] / [C_a] = pK_a + \log n_b / n_a = 6,35 + \log 0,001 / 0,002 = 6,05$

C. **Faux.** $n_{HCl} = [HCl] \times V = 0,05 \times 0,005 = 0,00025$ mol

$$pH = pK_a + \log (n_b - n_{HCl}) / (n_a + n_{HCl}).$$

$$= 6,35 + \log (0,001 - 0,00025) / (0,002 + 0,00025) = 5,87$$

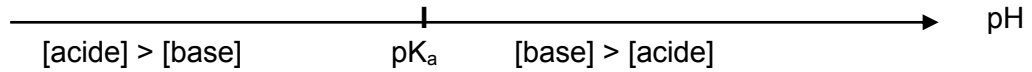
D. **Faux.** On est encore dans une solution tampon car le pH de la nouvelle solution est toujours $pK_a - 1$ et $pK_a + 1$.

E. **Faux.** Quand on calcule le pouvoir tampon, Δn correspond au nombre de mole d'acide fort ou de base fort ajouté pour 1L de solution.

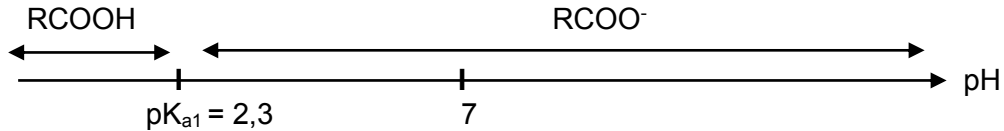
On a donc $\Delta n = (0,00025 / 0,4) \times 1 = 0,000625$ mole pour un litre de solution. 0,4 Correspond au 400 mL, 1 correspond à 1L.

$$\beta = \Delta n / \Delta pH = 0,000625 / (6,05 - 5,87) = 0,0035.$$

QCM n°11 : B, C, D, E



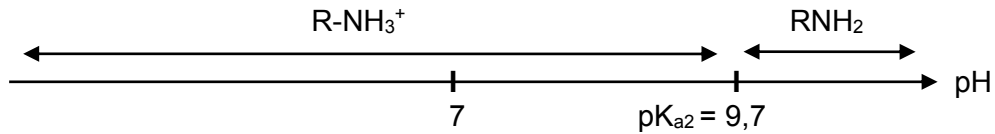
A. Faux.



B. **Vrai.** $\text{pH} < \text{pK}_{a1} \Rightarrow$ forme prépondérante = forme non ionisée.

C. **Vrai.** $\text{pH} > \text{pK}_{a1} \Rightarrow$ forme prépondérante = forme ionisée.

D. **Vrai.**



$\text{pH} < \text{pK}_{a2} \Rightarrow$ forme prépondérante = forme ionisée.

E. **Vrai.** $\text{pH} > \text{pK}_{a2} \Rightarrow$ forme prépondérante = forme non ionisée.

QCM n°12 : B, E

A. Faux.
$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_a + \log \frac{[\text{RNH}_2]}{[\text{RNH}_3^+]} \\ &= \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ni}]}{[\text{i}]} \\ &= \text{pK}_a + \log [\text{diff}] / [\text{non diff}] \\ &\Rightarrow 7,4 - 6 = 1,4 \Rightarrow \log [\text{ni}] / [\text{i}] \Rightarrow [\text{ni}] / [\text{i}] = 25 \Rightarrow [\text{ni}] = 25 [\text{i}] \end{aligned}$$

B. **Vrai.** \Rightarrow [diffusible] = 25 [non diffusible]. La forme non diffusible correspond à la forme ionisée, en effet pour pouvoir passer les membranes cellulaires, une molécule doit être non ionisée.

C. Faux Par exemple : $7 - 6 = \log \text{ni}/\text{i}$ $\text{ni}/\text{i} = 10$ $\text{ni} = 10 \cdot \text{i}$: ni a diminué.

D. Faux. S'il y a intoxication afin d'empêcher la diffusion on va diminuer le pH afin de diminuer la fraction diffusible.

E. **Vrai.**