

TUTORAT UE 3b 2013-2014

Correction n°1 – Semaine du 20/01/2014

Equilibres acido-basiques

Josiane NURIT

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

QCM n°1 : B, D

A. Faux. Pour la solution 1 on a : $C_1 = \frac{n_1}{V_1} = \frac{m_1}{M_{H_2CO_3} \cdot V_1} = \frac{124}{62 \cdot 0,2} = 10 \text{ mol. L}^{-1}$

H_2CO_3 est un diacide donc : Normalité = Molarité $\times 2 = 20 \rightarrow [H_3O^+] = 20 \text{ mol. L}^{-1}$

B. Vrai. Pour la solution 2 on a : $C_2 = \frac{n_2}{V_2} = \frac{5}{2,5} = 2 \text{ mol. L}^{-1}$ car $2,5 \text{ dm}^3 = 2,5 \text{ L}$

H_2CO_3 est un diacide donc : Normalité = Molarité $\times 2 = 4 \rightarrow [H_3O^+] = 4 \text{ mol. L}^{-1}$

C. Faux. L'inverse.

D. Vrai.

E. Faux.

QCM n°2 : A, B, C, D, E

A. Vrai. Ce sont les définitions d'une tribase et du caractère basique.

B. Vrai. Si [Acide] = [Base], alors on a $pH = pK_a$; car $\log B/A = \log 1 = 0$.

C. Vrai. $C_i V_i = C_f V_f$

Pour l'acide : $[HPO_4^{2-}]_f = \frac{0,5 \cdot 0,2}{0,5} = 0,2 \text{ mol. L}^{-1}$; pour la base : $[PO_4^{3-}]_f = \frac{0,3 \cdot 2}{0,5} = 1,2 \text{ mol. L}^{-1}$

$$pH = pK_a + \log \frac{[Base]}{[Acide]} = 12,4 + \log \frac{1,2}{0,2} = 13,18 \approx 13,2$$

D. Vrai. Formule du pH d'une solution de base forte : $pH = 14 + \log c$ où c est égal à $0,5 \text{ mol. L}^{-1}$.

$$pH = 14 + \log 0,5 = 13,7$$

E. Vrai. Deux méthodes permettent de trouver ce résultat : soit $[H_3O^+] = 10^{-pH}$, soit on passe par la formule $[H_3O^+][HO^-] = K_e = 10^{-14}$, produit ionique de l'eau à 25°C .

QCM n°3 : D, E

A. Faux. Plus la plus la constante K_a est élevée plus l'acide est fort. Et plus le pK_a du couple acide/base est faible plus l'acide est fort.

B. Faux. La constante d'acidité K_a ne dépend que de la température.

C. Faux. Un acide est une espèce capable de libérer un proton selon la Théorie de Brønsted – Lowry.

D. Vrai.

E. Vrai.

QCM n°4 : A, B, E

A. Vrai. $[HNO_3] = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ car c'est un monoacide (normalité = molarité).

HNO_3 est un acide fort donc $pH = -\log[HNO_3] = 1$

B. Vrai. $[KOH] = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ car c'est une monobase.

KOH est une base forte donc $pH = 14 + \log[KOH] = 13$

C. Faux. $[CH_3COOH] = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ car c'est un monoacide.

CH_3COOH est un acide faible donc $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log[CH_3COOH]) = 2,875$

D. Faux. $[\text{NH}_3] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ car c'est une monobase.

NH_3 est une base faible donc $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(pK_a + \log[\text{NH}_3]) = 11,1$

E. **Vrai.** $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ car c'est un **diacide** ($C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \text{normalité} / 2 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$).

H_2SO_4 est un **diacide fort** donc $\text{pH} = -\log(2 \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4]) = 1$

QCM n°5 : A, E

A. **Vrai.** Concentrations en mol.L^{-1} .

NaCl	MgCl ₂	MgSO ₄	CaSO ₄	KCl
0,932	0,071	0,033	0,019	0,016

$$I = \frac{1}{2} \sum_i C_i z_i^2$$

En solution, on a : du Na^+ , du Cl^- (provenant de la dissociation de NaCl, MgCl₂ et KCl), du Mg^{2+} (provenant de la dissociation de MgCl₂ et de MgSO₄), du SO_4^{2-} (provenant de la dissociation de MgSO₄ et CaSO₄), du Ca^{2+} et du K^+ .

$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = [\text{NaCl}] = 0,932 \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \rightarrow [\text{Mg}^{2+}] = [\text{MgCl}_2] = 0,071 \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{Cl}^-] = 2[\text{Mg}^{2+}] = 0,142 \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow [\text{Mg}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{MgSO}_4] = 0,033 \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow [\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{CaSO}_4] = 0,019 \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow [\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = [\text{KCl}] = 0,016 \text{ mol.L}^{-1}$

$$I = 0,5 \cdot [0,932 \cdot 1^2 + 0,932 \cdot (-1)^2 + 0,071 \cdot 2^2 + 0,142 \cdot (-1)^2 + 0,033 \cdot 2^2 + 0,033 \cdot (-2)^2 + 0,019 \cdot 2^2 + 0,019 \cdot (-2)^2 + 0,016 \cdot 1^2 + 0,016 \cdot (-1)^2] = 1,369 \text{ mol.L}^{-1}$$

B. Faux.

C. Faux. $[\text{Ca}^{2+}] = 0,468/40,1 = 0,01167 \text{ mol.L}^{-1}$ $[\text{Mg}^{2+}] = 0,0745/24,3 = 3,0658 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$I = 0,5 \cdot [0,01167 \cdot 2^2 + 3,0658 \cdot 10^{-3} \cdot 2^2] = 0,029 \text{ mol.L}^{-1}$$

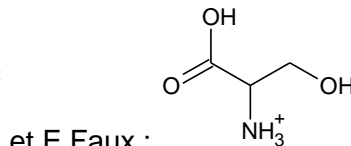
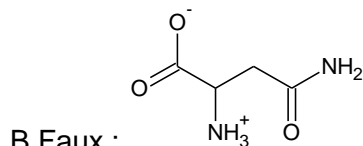
Pour info, la force ionique de l'eau minérale gazéifiée est $I = 0,027 \text{ mol.L}^{-1}$.

D. Faux. $C_1 V_1 = C_2 V_2$ avec $V_2=5\text{L}$ et $V_1=3\text{L}$.

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{1,3 \cdot 3}{61,02 \cdot 5} = 0,01278 \text{ mol.L}^{-1}$$

E. **Vrai.**

QCM n°6 : A, C, D



QCM n°7 : B, C, E

A. Faux. Une solution tampon est constituée d'un acide faible et de sa base conjuguée ou d'une base faible et de son acide conjugué.

B. **Vrai.**

C. **Vrai.**

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

E. **Vrai.**

QCM n°8 : F

A. Faux. L'acide éthanoïque est un acide faible $\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C_A = 2,25$.

B. Faux. L'hydroxyde de Potassium est une base forte $\Rightarrow \text{pH} = 14 + \log C_B = 14,8$.

C. Faux. C'est une base forte.

D. Faux. L'acide éthanoïque étant un acide faible, sa base conjuguée sera aussi une base faible. Cependant, si l'on compare deux acides faibles, on dit que plus l'acide est faible, moins la base associée sera faible.

E. Faux. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-14,8} = 1,6 \cdot 10^{-15} \text{ mol.L}^{-1}$

QCM n°9 : A, B

A. **Vrai.**

B. **Vrai.** $C_A V_A = C_B V_B \rightarrow C_A = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A} = \frac{0,1 \cdot 20}{10} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

C. Faux. $V_b = 10 \text{ mL} = \frac{1}{2} V_{eq}$ or à la demi-équivalence $pH = pK_a = 2,2$

D. Faux. Avant de verser de la soude, le pH de la solution à doser est le pH d'un acide faible :

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_A) = 1,45$$

E. Faux. A l'équivalence le pH de la solution correspond au pH d'une base faible :

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a + \log[\text{base conjuguée}]) = 7,5 \quad \text{avec} \quad [\text{base conjuguée}] = \frac{C_B \cdot V_{eq}}{V_A + V_{eq}} = \frac{0,1 \cdot 20}{10 + 20}$$

QCM n°10 : C, E

A. Faux. $K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-3,75} = 1,78 \cdot 10^{-4}$

B. Faux. On est dans le cas d'une base forte. $pH = 14 + \log C_B = 14 + \log 0,4 = 13,6$

C. **Vrai.** Le pH augmente car on ajoute une base (NaOH).

D. Faux.

E. **Vrai.** Les couples en jeu sont $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$.

QCM n°11 : D, E

A. Faux. A l'équivalence, on a autant d'acide que de base, soit $n_A = n_B$ donc :

$$C_A V_A = C_B V_B \rightarrow C_A = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A} = \frac{0,4 \cdot 10 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

B. Faux.

C. Faux. On est dans le cas d'un acide faible : $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_A) = 2,2$

D. **Vrai.**

E. **Vrai.** On utilise la loi de dilution d'Ostwald. $K_a = C_A \cdot \alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_A}} = 0,0298 \approx 0,03 = 3\%$

QCM n°12 : A, E

A. **Vrai.** $pH = pK_a + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide conjugué}]}$ et $pH = pK_a + \log \frac{[\text{Forme non ionisée}]}{[\text{Forme ionisée}]}$

$$7,4 = 7,9 + \log \frac{[ni]}{[i]} \rightarrow \frac{[ni]}{[i]} = 0,316 \rightarrow [i] = 3,16[ni]$$

B. Faux. $\frac{[i]}{[ni]} = 3,16$

C. Faux. $2 - 7,9 = \log \frac{[ni]}{[i]} \rightarrow \frac{[ni]}{[i]} = 1,26 \cdot 10^{-6} \rightarrow [i] = 794328[ni]$

D. Faux. La fraction non diffusible correspond à la forme ionisée. Donc la fraction non diffusible est égale à environ 794 328 fois la fraction diffusible.

E. **Vrai.**

QCM n°13 : F

A. Faux. La forme ionisée (non diffusible) correspond à la forme basique du Furosémide puisque c'est un acide faible. Ceci est vrai quel que soit le pH auquel on se place.

B. Faux. $\frac{[i]}{[ni]} = 1258,9 \rightarrow [i] = 1258,9[ni]$ et $[ni] = 7,94 \cdot 10^{-4}[i]$

C. Faux. A $pH=7$, le Furosémide est principalement sous forme ionisée

D. Faux. On trouve $[ni] = 79,43[i]$ donc à $pH=2$ le Furosémide est principalement sous forme diffusible.

E. Faux. C'est l'inverse.