

TUTORAT UE 3b 2012-2013

CORRECTION Séance n°1

Équilibre acido-basique Nurit

QCM n°1 : B

A. Faux : La concentration en Cl^- est de $0,16 \text{ mol.L}^{-1}$.

B. Vrai : $\alpha = \frac{[\text{molécules ionisées}]}{[\text{molécules initiales}]} = \frac{0,08}{\frac{10}{40+35,5 \times 2}} = 0,89$

C. Faux : $[\text{CaCl}_2]_{\text{restante}} = [\text{CaCl}_2]_{\text{initiale}} \times (1 - \alpha) = \frac{10}{40+35,5 \times 2} \times (1 - \frac{0,08}{\frac{10}{40+35,5 \times 2}}) = 0,0101 \text{ mol.L}^{-1}$

D. Faux : Le pH est inférieur à 7,4 donc elle est en acidose.

E. Faux : Elles sont définies à 37°C .

F. Faux

QCM n°2 : A, C

A. Vrai : La force ionique est exprimée en mol.L^{-1} .

La concentration molaire (mol.L^{-1}) est égale à la concentration massique (g.L^{-1}) divisée par la masse molaire (g.mol^{-1}) donc $[\text{HCl}]_{\text{molaire}} = [\text{HCl}]_{\text{massique}} / M_{\text{HCl}}$.

$M_{\text{HCl}} = M_{\text{H}} + M_{\text{Cl}} = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g.mol}^{-1}$ et comme $[\text{HCl}]_{\text{massique}} = 0,365 \text{ g.L}^{-1}$ alors
 $[\text{HCl}]_{\text{molaire}} = 0,365 / 36,5 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

HCl se dissocie en ions H^+ et Cl^- , donc $[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ d'après les coefficients stœchiométriques et le tableau d'avancement.

$I_1 = \frac{1}{2} \sum C_i \times z_i^2$ alors $I_1 = \frac{1}{2} \times ([\text{H}^+] \times z_{\text{H}^+}^2 + [\text{Cl}^-] \times z_{\text{Cl}^-}^2) = \frac{1}{2} \times (0,01 \times (1)^2 + 0,01 \times (-1)^2)$.

$I_1 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

B. Faux : $[\text{CaCl}_2]_{\text{molaire}} = [\text{CaCl}_2]_{\text{massique}} / M_{\text{CaCl}_2}$.

$M_{\text{CaCl}_2} = M_{\text{Ca}} + 2 \times M_{\text{Cl}} = 40 + (2 \times 35,5) = 111 \text{ g.mol}^{-1}$ et comme $[\text{CaCl}_2]_{\text{massique}} = 2,22 \text{ g.L}^{-1}$ alors
 $[\text{CaCl}_2]_{\text{molaire}} = 2,22 / 111 = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$.

$\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ donc $[\text{CaCl}_2] = [\text{Ca}^{2+}] = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^-] = 2 \times [\text{Ca}^{2+}] = 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$ d'après les coefficients stœchiométriques et le tableau d'avancement.

$I_2 = \frac{1}{2} \sum C_i \times z_i^2$ alors $I_2 = \frac{1}{2} \times ([\text{Ca}^{2+}] \times z_{\text{Ca}^{2+}}^2 + [\text{Cl}^-] \times z_{\text{Cl}^-}^2) = \frac{1}{2} \times (0,02 \times (2)^2 + 0,04 \times (-1)^2)$.

$I_2 = 0,06 \text{ mol.L}^{-1}$.

C. Vrai : $I_{\text{mélange}} = \frac{1}{2} \sum C_i \times z_i^2$: les ions présents dans le mélange sont : Cl^- , Ca^{2+} , et H^+ .

Donc $I_{\text{mélange}} = \frac{1}{2} \times (0,01 \times 0,5 \times (1)^2 + 0,01 \times 0,5 \times (-1)^2 + 0,02 \times 0,5 \times (2)^2 + 0,04 \times 0,5 \times (-1)^2) = (I_1 + I_2) / 2 = 0,035 \text{ mol.L}^{-1}$.

D. Faux : Le pH d'une solution est donné par : $\text{pH} = -\log a(\text{H}_3\text{O}^+) = -\log ([\text{H}_3\text{O}^+])$.

Or dans notre mélange, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = 0,005 \text{ mol.L}^{-1}$ donc $\text{pH} = -\log (0,005) = 2,3$

E. Faux : Ce mélange n'est pas constitué d'un acide faible et de sa base conjuguée.

F. Faux

QCM n°3 : B, D, E

- A. Faux : Une solution normale doit libérer une mole d' H_3O^+ . H_2SO_4 étant un diacide, la solution ne contiendra qu'une demi-mole d' H_2SO_4 par litre.
- B. Vrai.
- C. Faux : C'est un acide fort donc celui-ci se dissocie totalement, ce n'est pas un équilibre.
- D. Vrai : $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(2 \times C_0) = 2$. Avec C_0 , concentration de l'acide H_2SO_4 ($C_1 \times V_1$) / $V_2 = (0.5 \times 0.01) / 1 = 5.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- E. Vrai : Pour une base forte : $\text{pH} = 14 + \log(C_0) = 14 + \log(0.005) = 11.70$
- F. Faux

QCM n°4 : A, B, C, E

- A. Vrai : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-9,3} = 5.10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$
- B. Vrai : $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$ $[\text{HO}^-] = 10^{9,3-14} = 2.10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
- C. Vrai : $C_0 = 10^{(\text{pH} - 7 - 0,5\text{pKa})/0,5} = 10^{(9,3 - 7 - 0,5 \times 12,4)/0,5} = 1,6.10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$. Son pKa est inférieur à 14 donc c'est une base faible, d'où l'utilisation de la formule $\text{pH} = 7 + 0,5 \times \text{pKa} + 0,5 \times \text{Log}(C_0)$
- D. Faux : C'est un équilibre donc il faut une double flèche.
- E. Vrai : D'après le principe d'électroneutralité de la solution : $[\text{BH}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$, d'où nous trouvons $[\text{BH}^+] = [\text{HO}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.
- F. Faux

QCM n°5 : A, C, D, E

- A. Vrai :
 $[\text{C}_4\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_3]_{\text{molaire}} = [\text{C}_4\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_3]_{\text{massique}} / M_{\text{C}_4\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_3}$
 $[\text{C}_4\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_3]_{\text{molaire}} = C_0 = 5 / 128 = 0,039 \text{ mol.L}^{-1}$
 $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa} - \frac{1}{2} \log(C_0) = \frac{1}{2} \times (7,6) - \frac{1}{2} \log(0,039) = 4,5$. (avec $\text{pKa} = -\log(K_a)$).
- B. Faux : La substance étant un acide faible, $\text{pH} = \text{pKa} + \log([A^-] / [AH])$.
 Donc $\text{pH} = \text{pKa} + \log([\text{forme ionisée}] / [\text{forme non ionisée}]) \rightarrow \text{pH} - \text{pKa} = \log(i / ni)$.
 $\rightarrow i / ni = 10^{\text{pH} - \text{pKa}} = 10^{7,4 - 7,6} = 0,631$ donc $i = 0,631 \times ni$.
 La fraction ionisée est donc inférieure à la fraction non-ionisée.
- C. Vrai : Si $\text{pH} = 2$ alors $\text{pH} - \text{pKa} = \log([A^-] / [AH]) \rightarrow [A^-] / [AH] = 10^{\text{pH} - \text{pKa}} = 10^{2 - 7,6} = 10^{-5,6}$ donc $[AH] = 10^{5,6} \times [A^-]$, donc l'acide ne se rencontre pratiquement que sous forme non ionisée : AH.
- D. Vrai : Pour un acide faible, si $\text{pH} > \text{pKa}$ alors $\text{pH} - \text{pKa} > 0$ donc comme $\text{pH} - \text{pKa} = \log(i / ni)$ alors $\log i / ni > 0$ donc $i > ni$, la fraction non ionisée sera donc inférieure à la fraction ionisée.
- E. Vrai : (cf cours diapos 101-102).
- F. Faux

QCM n°6 : F

- A. Faux : D'après le graphique, au point d'équivalence le pH est voisin de 8,7. Or le pH doit être égal à 7 lorsqu'il s'agit d'une base forte réagissant avec un acide fort.
- B. Faux : Au point d'équivalence $n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ initial}} = n_{\text{HO}^- \text{ ajouté}}$
- C. Faux : on est en présence d'une base conjuguée donc $\text{pH} = \frac{1}{2}(14 + \text{pKa} + \text{Log}(c))$
- D. Faux : $C_A V_A = C_B V_{\text{eq}}$ d'où $C_A = \frac{0,1 \times 0,027}{0,02} = 1,35.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- E. Faux : Sur le graphe on remarque que pour $V_B = 0 \text{ mL}$, $\text{pH}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2,81$.
 Et $\text{pH}(\text{acide faible}) = \frac{1}{2} \text{pKa} - \frac{1}{2} \log C_A$; d'où $\text{pKa} = 4,75$.
- F. Faux

QCM n°7 : B, E

- A. Faux : un normal correspond à une mole d'entité réactive libérée (ici un H^+). L'acide sulfurique est un diacide fort qui libère 2 H^+ par molécule. Ici on a 5 N soit 2.5 mol par litre d'acide sulfurique.
- B. vrai
- C. Faux : le virage marque la dose d'équivalence.

donc $c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2$

$c_2 = c_1 \times V_1 / V_2$

$c_2 = 5 \times 18 / 10 = 9 \text{ M}$

D. Faux

E. **Vrai** : L'ammoniac est une base faible: $\text{pH} = \frac{1}{2}(14 + \text{p}K_a + \log(C_0)) = \frac{1}{2}(14 - \log(6,3 \cdot 10^{-10}) + \log(9)) = 12,077$

/! \ $\text{p}K_a = -\log K_a$

F. Faux

QCM n°8 : A, B, C

A. **Vrai**.

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 : A l'équivalence le pH **est égal à 7** car on est dans le cas de titrage d'un acide fort par une base forte.

E. Faux. $C_B = C_A V_A / V_{\text{eq}} = (1 \times 0,1) / 0,1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

F. Faux

QCM n°9 : C, D

A. Faux : Pour diffuser, les molécules doivent être sous forme non ionisée.

B. Faux : Elle dépend aussi du $\text{p}K_a$ de la molécule.

C. **Vrai** : Pour les bases faibles, $\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{base}] / [\text{acide}]) = \text{p}K_a + \log([\text{non ionisée}] / [\text{ionisée}]) = \text{p}K_a - \log([\text{ionisée}] / [\text{non ionisée}])$

D. **Vrai** : $\text{pH} - \text{p}K_a = \log(i/n_i)$ $i/n_i = 10^{\text{pH} - \text{p}K_a} = 10^{7,4 - 5,4} = 100$ donc $i = 100n_i$

E. Faux : La partie ionisée = fraction non diffusible est majoritaire.

F. Faux

QCM n°10 partie 1: B, D

A. Faux : $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_a - \frac{1}{2} \log(C_0) = \frac{1}{2} \times (-\log(2 \cdot 10^{-5})) - \frac{1}{2} \log(0,2) = 2,6989$ soit 2,7 avec $\text{p}K_a = -\log(K_a)$.

B. **Vrai** : $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K_a + \frac{1}{2} \log(C_0) = 7 + \frac{1}{2} \times (-\log(2 \cdot 10^{-5})) + \frac{1}{2} \log(0,5) = 9,1989$ soit 9,2.

C. Faux : On applique la formule $\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{base}] / [\text{acide}])$. En effet, la solution est une solution tampon, c'est à dire qu'on mélange un acide faible avec sa base conjuguée.

1 $[\text{acide}] = [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{mélange}} = n_{\text{CH}_3\text{COOH}} / V_{\text{mélange}}$ or $n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{solution1}} \times V_{\text{solution1}}$ donc $n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,2 \times (100 \cdot 10^{-3}) = 0,02 \text{ mol}$ alors $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{mélange}} = 0,02 / (500 \cdot 10^{-3}) = 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$.

2 $[\text{base}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{mélange}} = n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} / V_{\text{mélange}}$ or $n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{solution2}} \times V_{\text{solution2}}$ donc $n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 0,5 \times (400 \cdot 10^{-3}) = 0,2 \text{ mol}$ alors $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{mélange}} = 0,2 / (500 \cdot 10^{-3}) = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$.

3 $\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{base}] / [\text{acide}]) = (-\log(2 \cdot 10^{-5})) + \log(0,4 / 0,04) = 5,6989$ soit 5,7.

D. **Vrai**.

E. Faux : La réaction spontanée se fait entre l'acide le plus fort (donc l'acide du couple de $\text{p}K_a$ le plus faible) et la base la plus forte (donc la base du couple de $\text{p}K_a$ le plus élevé) : ici c'est donc H_3O^+ ($\text{p}K_a(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 0$) qui réagit avec CH_3COO^- ($\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,7$) selon la réaction $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$.

F. Faux

QCM n°10 partie 2 : C, E

A. Faux : L'addition d'une espèce (ici d'ions H_3O^+), entraîne une évolution dans le sens consommant cette espèce donc l'équilibre évolue dans le sens de la consommation de CH_3COO^- (la base) et de la production de CH_3COOH (l'acide).

B. Faux : (cf A.)

C. **Vrai** : On ajoute 0,03 mol d' H_3O^+ dans 500 mL du mélange. Donc on ajoute une concentration en ion H_3O^+ égale à : $[\text{H}_3\text{O}^+] = n_{\text{H}_3\text{O}^+} / V_{\text{mélange}} = 0,03 / (500 \cdot 10^{-3}) = 0,06 \text{ mol.L}^{-1}$.

$\text{pH}' = (-\log(2 \cdot 10^{-5})) + \log((0,4 - 0,06) / (0,04 + 0,06)) = 5,23$.

D. Faux : $|\Delta_{\text{pH}}| = |\text{pH} - \text{pH}'| = |5,7 - 5,23| = 0,469$.

Δ_n est le nombre de moles d'acide (ou de base) ajouté pour 1L de solution tampon.

Donc $\Delta_n = 0,06 \text{ mol.L}^{-1}$ (cf item C) ce qui correspond à 0,03 mol d' H_3O^+ ajouté dans 500 mL du mélange.

$\beta = \Delta_n / |\Delta_{\text{pH}}|$ alors $\beta = 0,06 / 0,469 = 0,128$.

E. **Vrai** : Ce mélange est une solution tampon car il est constitué d'un acide faible et de sa base conjuguée entre les valeurs 0,1 et 10 du rapport $[\text{Base}]/[\text{Acide}]$.

F. Faux

QCM n°11 : A, D, E

A. **Vrai** : $K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-7,6} = 2,5 \cdot 10^{-8}$.

B. Faux : La fraction diffusible est égale à 1,6 fois la fraction non diffusible :

Pour un acide faible $[i]/[ni] = 10^{\text{pH}-\text{p}K_a} = 10^{-0,2} = 0,63$, d'où $[ni] = 1,6 [i]$

C. Faux : La diminution de pH augmente la fraction diffusible et amplifie l'intoxication.

D. **Vrai** : On prépare une solution tampon avec un mélange équimolaire : $\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{Base}]/[\text{Acide}]) = \text{p}K_a$ car $[\text{Base}] = [\text{Acide}]$.

E. **Vrai** : $\text{pH}' = 7,6 + \log([\text{Base}] / [\text{Acide}]) = 7,6 + \log((0,3-0,1)/(0,3+0,1)) = 7,3$.

F. Faux