

Correction Partiel 1MC – Décembre 2018

Exercice 1.

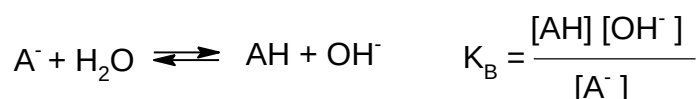
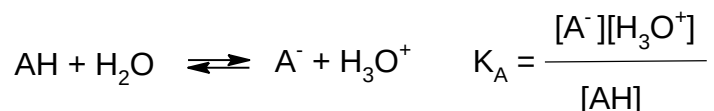
1 – Parmi les critères, il peut y avoir :

- l'intervalle des indications
- la résolution,
- la sensibilité
- la linéarité
- la justesse
- la fidélité.

2 – L'objectif du contrôle interne de qualité, à moyen terme, permet :

- de mettre en évidence les tendances ou les phénomènes de dérive
- de mettre en place des actions préventives ou correctives afin d'éviter des situations « hors contrôle ».

3 –



$$K_A \cdot K_B = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} \cdot \frac{[\text{AH}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_e$$

$$K_B = K_e / K_A$$

Exercice 2

La courbe n°1 représente l'espèce la plus protonée car le pH est très acide, d'où H_4Y .

Au fur et à mesure que le pH augmente, il y a perte de proton H^+ .

Donc, la courbe n°2 correspond à H_3Y^- , la courbe n°3 est H_2Y^{2-} , la courbe n°4 est HY^{3-} et la courbe n°5 est Y^{4-} .

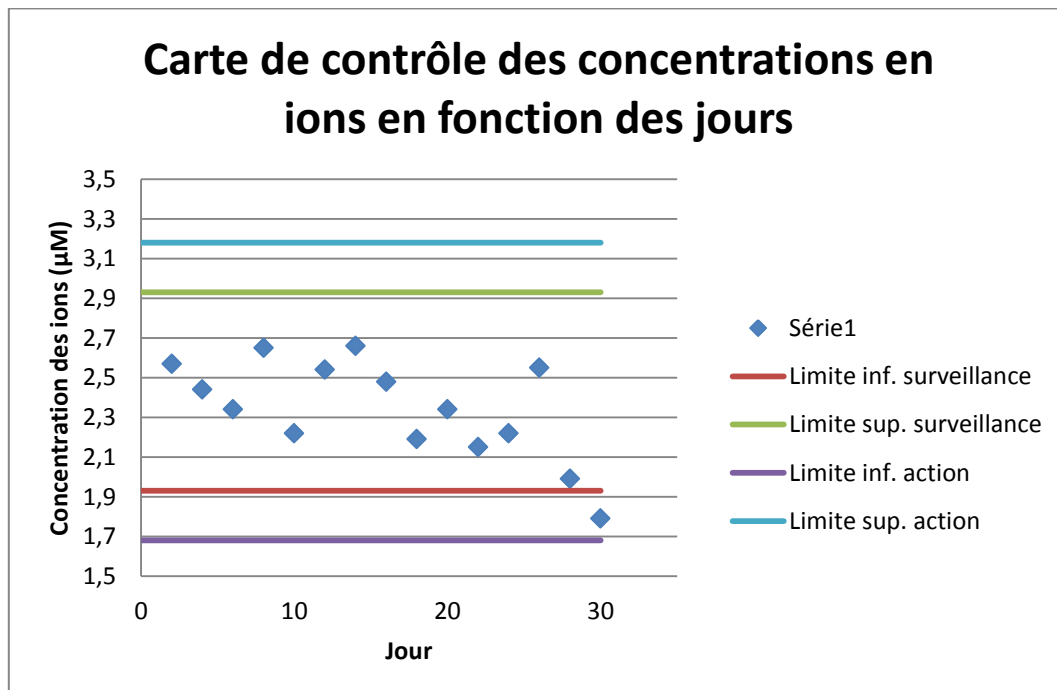
Le pKA se détermine à l'intersection des courbes, intersection pour lesquelles les espèces sont en proportions égales.

D'après le diagramme de répartition des espèces, on a $pKA (H_4Y/H_3Y^-) = 2$; $pKA (H_3Y^-/H_2Y^{2-}) = 2,7$; $pKA (H_2Y^{2-}/HY^{3-}) = 6,2$; $pKA (HY^{3-}/Y^{4-}) = 10,3$

Exercice 3

- 1) MSP signifie Maîtrise Statistique du Processus
- 2) Cette précision indique qu'on est dans un intervalle de confiance de 99,7%.
 $k = 3$ est le facteur d'élargissement.
- 3) La moyenne des concentrations est de $2,34 \mu M$. L'écart-type s est de $0,250 \mu M$.
- 4) La limite inférieure de surveillance est $C_{réf} - 2s$, soit $1,93 \mu M$.
La limite supérieure de surveillance est $C_{réf} + 2s$, soit $2,93 \mu M$
La limite inférieure d'action est de $C_{réf} - 3s$, soit $1,68 \mu M$
La limite supérieure d'action est de $C_{réf} + 3s$, soit $3,18 \mu M$

5)

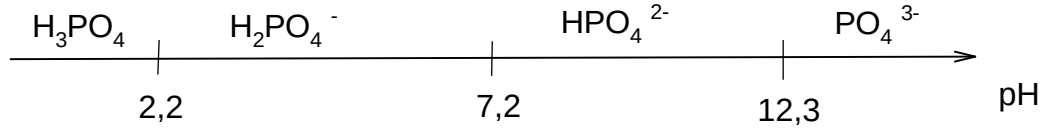


- 6) D'après le graphique, au jour 30, il y a une alerte d'avertissement 1_{2s} , car la valeur est éloignée de plus de 2 écart-types. Cependant, dans notre étude réalisée sur 30 jours, le processus est sous contrôle. Il faudrait éventuellement vérifier qu'après ces 30 jours, on reste toujours dans cette zone de contrôle.

Exercice 4

Partie A :

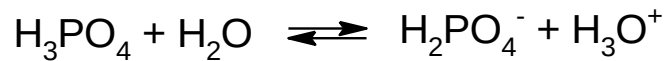
1)



2)

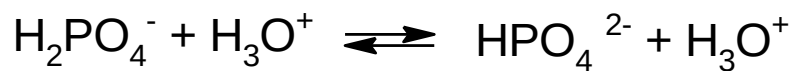
A pH = 4,7, la solution contient majoritairement du H_2PO_4^- , donc $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,05 \text{ M}$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,7} = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$



$$K_{A1} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{PO}_4] = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{A1}}$$

Application numérique : $[\text{H}_3\text{PO}_4] = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ M}$



$$K_{A2} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \Rightarrow [\text{HPO}_4^{2-}] = \frac{K_{A2} \cdot [\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Application numérique : $[\text{HPO}_4^{2-}] = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

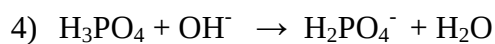
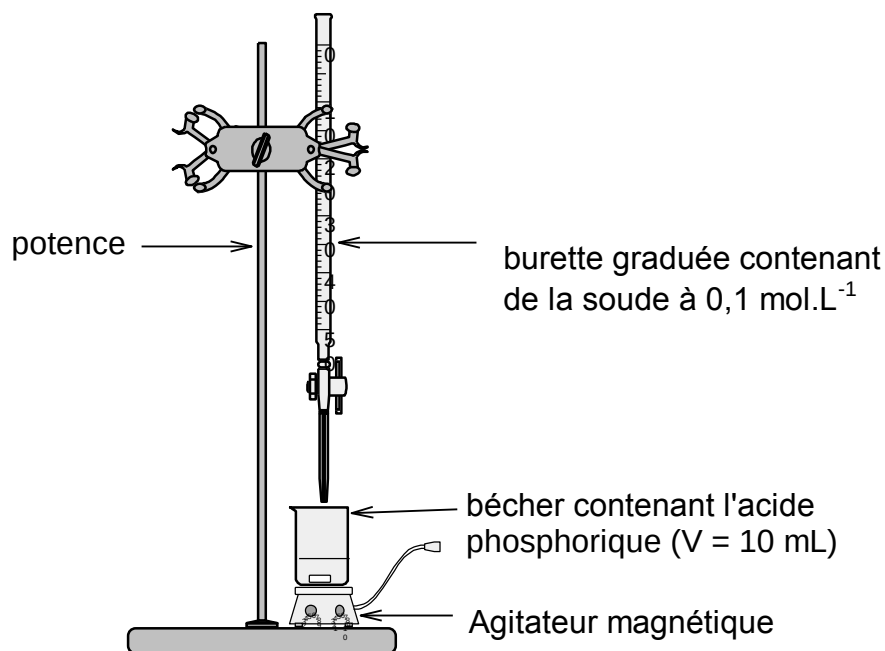
De même pour PO_4^{3-} avec K_{A3} . On a alors

$$[\text{PO}_4^{3-}] = \frac{K_{A3} \cdot [\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Application numérique : $[\text{PO}_4^{3-}] = 3,97 \cdot 10^{-12} \text{ M}$.

Partie B :

3)



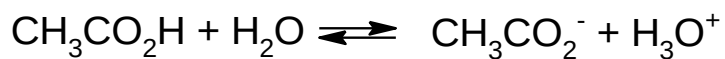
5) A l'équivalence, les réactifs sont introduits en proportions stoechiométriques, donc :

$$[\text{H}_3\text{PO}_4] \cdot V = [\text{OH}^-] \cdot V_e, \text{ soit } [\text{H}_3\text{PO}_4] = [\text{OH}^-] \cdot V_e / V$$

Application numérique: $[\text{H}_3\text{PO}_4] = 0,1.50/10 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 5

La réaction est :



Etat Initial	C	Excès	0	0
Etat final	C - h	Excès	h	h

Avec C : concentration initiale de l'acide éthanöïque (mol.L⁻¹) et h la concentration des produits formés en mol.L⁻¹ (le volume est considéré constant).

Par définition :

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$

$$K_A = \frac{h \cdot h}{C - h} = \frac{h^2}{C - h}$$

Comme la solution est très diluée, on tient compte de h.

L'équation devient $h^2 + K_A \cdot h - K_A \cdot C = 0$, soit $h^2 + 10^{-4,8} \cdot h - 10^{-4,8} \cdot 2,5 \cdot 10^{-4} = 0$

On calcule le discriminant $\Delta = b^2 - 4 \cdot a \cdot c$, pour résoudre cette équation du second degré.

On obtient $\Delta = 1,61 \cdot 10^{-8} > 0$, donc il y a 2 solutions possibles pour h :

$$h_1 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2 \cdot a} \quad \text{et} \quad h_2 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2 \cdot a}$$

On obtient $h_1 = 5,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ et $h_2 = -7,13 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. Comme une concentration ne peut jamais être négative, alors $h = h_1$.

Par définition, $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (5,5 \cdot 10^{-5}) = 4,25$.

Le pH de la solution est de 4,25.