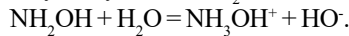
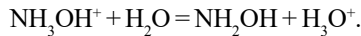


Exercice 12. Hydroxylamine.

1°) La réaction de l'hydroxylamine NH_2OH avec l'eau est:

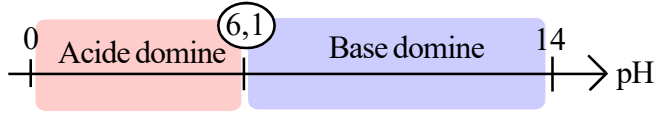


2°) Attention la constante d'acidité K_A de ce couple n'est pas associée à la réaction écrite précédemment ! Mais à la réaction:



$$K_A = \frac{[\text{NH}_2\text{OH}]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{NH}_3\text{OH}^+]_f \times c^\circ}$$

3°) Le diagramme de prédominance.



4°) A pH = 9,5 donnée dans l'énoncé, l'espèce chimique dominante est la base du couple donc NH_2OH , car $\text{pH} > \text{p}K_A$

$$\frac{[\text{NH}_2\text{OH}]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{NH}_3\text{OH}^+]_f \times c^\circ}$$

On a l'expression $K_A = \frac{[\text{NH}_2\text{OH}]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{NH}_3\text{OH}^+]_f \times c^\circ}$

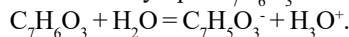
Ce qui donne $\frac{[\text{NH}_2\text{OH}]_f}{[\text{NH}_3\text{OH}^+]_f} = \frac{K_A}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{10^{-\text{p}K_A}}{10^{-\text{pH}}} = 10^{\text{pH} - \text{p}K_A}$

Donc $\frac{[\text{NH}_2\text{OH}]_f}{[\text{NH}_3\text{OH}^+]_f} = 10^{9,5 - 6,1} = 10^{3,4} = 2512$

Cela signifie bien qu'à pH = 9,5 $[\text{NH}_2\text{OH}]_f \gg [\text{NH}_3\text{OH}^+]_f$ donc que NH_2OH est l'espèce dominante.

Exercice 14. Calculer une constante d'acidité.

1°) La réaction de l'acide salicylique $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ avec l'eau est:



2°) La constante d'acidité K_A du couple $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 / \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$ est associée à la réaction écrite précédemment

$$K_A = \frac{[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3]_f \times c^\circ}$$

3°) Pour un équilibre donné on a:

$$[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-] = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol/L};$$

$$[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3] = 3,2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}.$$

A noter que $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-]_f = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol/L};$

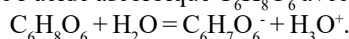
On peut donc calculer la constante d'acidité K_A .

$$K_A = \frac{[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3]_f \times c^\circ} = \frac{(1,8 \times 10^{-3})^2}{3,2 \times 10^{-3}} = 1,0 \times 10^{-3}$$

4°) En peut en déduire $\text{p}K_A = -\log(K_A) = -\log(1,0 \times 10^{-3}) = 3,0$

Exercice 15. Acide ascorbique.

1°) La réaction de l'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ avec l'eau est:



D'où un tableau d'avancement:

| | $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^- + \text{H}_3\text{O}^+$ | | | |
|---------------|---|-------|-------|-------|
| Initial | n_0 | excès | 0 | 0 |
| Intermédiaire | $n_0 - x$ | excès | x | x |
| Max | $n_0 - x_m$ | excès | x_m | x_m |
| Final | $n_0 - x_f$ | excès | x_f | x_f |

$$m = 0,88$$

$$2^\circ) \text{ On calcule la quantité initiale } n_0 = \frac{m}{M} = \frac{0,88}{176,0} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

| | $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^- + \text{H}_3\text{O}^+$ | | | |
|---------------|---|-------|-------|-------|
| Initial | n_0 | excès | 0 | 0 |
| Intermédiaire | $n_0 - x$ | excès | x | x |
| Max | $n_0 - x_m$ | excès | x_m | x_m |
| Final | $n_0 - x_f$ | excès | x_f | x_f |

Pour déterminer l'avancement x_{max} , on fait l'hypothèse que l'acide ascorbique est totalement consommé, donc $x_{\text{max}} = n_0 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Pour déterminer l'avancement réellement atteint, je me rends compte dans le tableau d'avancement que:

$$x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V = 10^{-2,7} \times 100 \times 10^{-3} = 10^{-3,7} \text{ mol}$$

$$x_f = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

3°) On aura donc:

taux d'avancement théorique

$$x_{\text{max}} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 50 \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

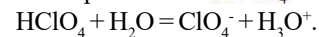
taux d'avancement réel

$$x_f = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

On voit $x_f < x_{\text{max}}$ donc la réaction n'est pas totale.

Exercice 16. Acide perchlorite.

1°) La réaction de l'acide perchlorite HClO_4 avec l'eau est:



D'où un tableau d'avancement:

| | $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$ | | | |
|---------------|--|-------|-------|-------|
| Initial | n_0 | excès | 0 | 0 |
| Intermédiaire | $n_0 - x$ | excès | x | x |
| Max | $n_0 - x_m$ | excès | x_m | x_m |
| Final | $n_0 - x_f$ | excès | x_f | x_f |

2°) On calcule la quantité initiale :

$$n_0 = C \times V = 7,94 \times 10^{-3} \times 20 \times 10^{-3} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

| | $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$ | | | |
|---------------|--|-------|-------|-------|
| Initial | n_0 | excès | 0 | 0 |
| Intermédiaire | $n_0 - x$ | excès | x | x |
| Max | $n_0 - x_m$ | excès | x_m | x_m |
| Final | $n_0 - x_f$ | excès | x_f | x_f |

Pour déterminer l'avancement x_{max} , on fait l'hypothèse que l'acide perchlorite est totalement consommé, donc $x_{\text{max}} = n_0 = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Pour déterminer l'avancement réellement atteint, je me rends compte dans le tableau d'avancement que:

$$x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V = 10^{-2,1} \times 20 \times 10^{-3} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

3°) On aura donc:

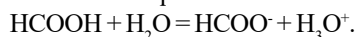
taux d'avancement théorique $x_{\text{max}} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$

taux d'avancement réel $x_f = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$

On voit $x_f = x_{\text{max}}$ donc la réaction est totale.

Exercice 17. Acide formique.

1°) La réaction de l'acide formique HCOOH avec l'eau est:



D'où un tableau d'avancement:

| | HCOOH + H ₂ O = HCOO ⁻ + H ₃ O ⁺ | | | |
|---------------|--|-------|----------------|----------------|
| Initial | n ₀ | excès | 0 | 0 |
| Intermediaire | n ₀ - x | excès | x | x |
| Max | n ₀ - x _m | excès | x _m | x _m |
| Final | n ₀ - x _f | excès | x _f | x _f |

2°) On calcule la quantité initiale :

$$n_0 = C \times V = 1,0 \times 10^{-3} \times 50 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

| | HCOOH + H ₂ O = HCOO ⁻ + H ₃ O ⁺ | | | |
|---------------|--|-------|----------------|----------------|
| Initial | n ₀ | excès | 0 | 0 |
| Intermediaire | n ₀ - x | excès | x | x |
| Max | n ₀ - x _m | excès | x _m | x _m |
| Final | n ₀ - x _f | excès | x _f | x _f |

Pour déterminer l'avancement x_{max}, on fait l'hypothèse que l'acide formique est totalement consommé, donc x_{max} = n₀ = 5,0 x 10⁻⁵ mol.

Pour déterminer l'avancement réellement atteint, je me rends compte dans le tableau d'avancement que:

$$x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V = 10^{-3,5} \times 50 \times 10^{-3} = 1,6 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

3°) On aura donc:

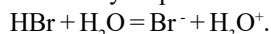
taux d'avancement théorique x_{max} = 5,0 x 10⁻⁵ mol

taux d'avancement réel x_f = 1,6 x 10⁻⁵ mol

On voit x_f < x_{max} donc la réaction est limitée et l'acide formique est un acide faible.

Exercice 18. Acide bromhydrique.

1°) La réaction de l'acide bromhydrique HBr avec l'eau est:



D'où un tableau d'avancement:

| | HBr + H ₂ O = HBr ⁻ + H ₃ O ⁺ | | | |
|---------------|---|-------|----------------|----------------|
| Initial | n ₀ | excès | 0 | 0 |
| Intermediaire | n ₀ - x | excès | x | x |
| Max | n ₀ - x _m | excès | x _m | x _m |
| Final | n ₀ - x _f | excès | x _f | x _f |

2°) On calcule la quantité initiale :

$$n_0 = C \times V = 2,51 \times 10^{-3} \times 50 \times 10^{-3} = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

| | HBr + H ₂ O = HBr ⁻ + H ₃ O ⁺ | | | |
|---------------|---|-------|----------------|----------------|
| Initial | n ₀ | excès | 0 | 0 |
| Intermediaire | n ₀ - x | excès | x | x |
| Max | n ₀ - x _m | excès | x _m | x _m |
| Final | n ₀ - x _f | excès | x _f | x _f |

Pour déterminer l'avancement x_{max}, on fait l'hypothèse que l'acide bromhydrique est totalement consommé, donc x_{max} = n₀ = 1,3 x 10⁻⁴ mol.

Pour déterminer l'avancement réellement atteint, je me rends compte dans le tableau d'avancement que:

$$x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V = 10^{-2,6} \times 50 \times 10^{-3} = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

3°) On aura donc:

taux d'avancement théorique x_{max} = 1,3 x 10⁻⁴ mol

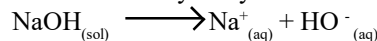
taux d'avancement réel x_f = 1,3 x 10⁻⁴ mol

On voit x_f = x_{max} donc la réaction est totale et l'acide bromhydrique est un acide fort.

Exercice 20. Solution d'hydroxyde de sodium.

1°) L'hydroxyde de sodium solide a pour formule NaOH_(sol)

L'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium est donc:



2°) A la vue de l'équation, il se libère autant d'ion HO⁻ que de soude dissout.

On a donc n m 4,0

$$[\text{HO}^-] = C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \times V} = \frac{4,0}{40,0 \times 100 \times 10^{-3}} = 1,0 \text{ mol/L}$$

3°) On applique la relation Ke = [HO⁻] x [H₃O⁺].

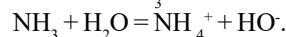
$$\text{Ce qui donne } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = 10^{-14} \text{ mol/L}$$

4°) Le pH de la solution: pH = -log([H₃O⁺]) = 14

Exercice 21. Solution de base faible.

L'ammoniac NH₃ est une base faible de Ka = 6,3 x 10⁻¹⁰.

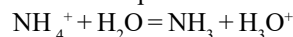
1°) La réaction de l'ammoniac NH₃ avec l'eau est:



2°) La constante d'équilibre de la réaction.

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+]_f \times [\text{HO}^-]_f}{[\text{NH}_3]_f \times c^\circ}$$

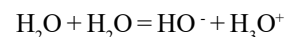
3°) Equation de la réaction du couple NH₄⁺/NH₃, associée à la constante d'équilibre Ka du couple:



La constante d'acidité Ka du couple.

$$K_A = \frac{[\text{NH}_3]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{NH}_4^+]_f \times c^\circ}$$

4°) Equation de la réaction associée à la constante d'équilibre Ke.



$$K_e = [\text{HO}^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-14}$$

5°) A partir de la constante d'acidité Ka du couple.

$$K_A = \frac{[\text{NH}_3]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{NH}_4^+]_f \times c^\circ} \quad \text{on en déduit} \quad \frac{[\text{NH}_4^+]_f}{[\text{NH}_3]_f} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{K_A \times c^\circ}$$

La constante K.

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+]_f \times [\text{HO}^-]_f}{[\text{NH}_3]_f \times c^\circ} \quad \text{soit} \quad K = \frac{[\text{NH}_4^+]_f}{[\text{NH}_3]_f} \times [\text{HO}^-]_f$$

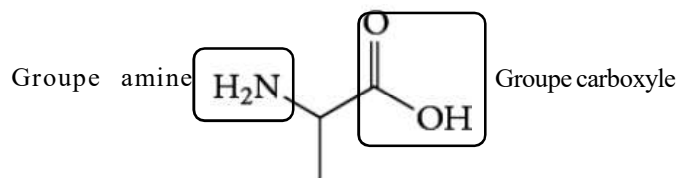
$$\text{Soit } K = \frac{[\text{NH}_4^+]_f}{[\text{NH}_3]_f} \times [\text{HO}^-]_f = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{K_A} \times [\text{HO}^-]_f$$

$$\text{Soit } K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \times [\text{HO}^-]_f}{K_A} = \frac{K_e}{K_A} = \frac{10^{-14}}{6,3 \times 10^{-10}} = 1,6 \times 10^{-5}$$

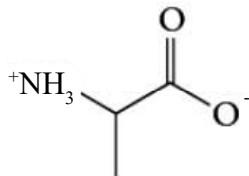
Acides aminés.

Exercice 22. Alanine.

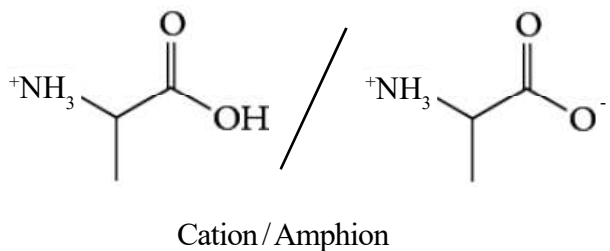
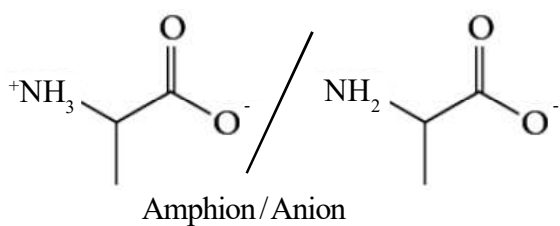
1°) Les groupes caractéristiques.



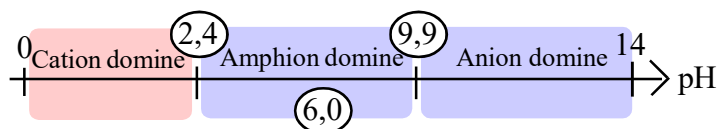
2°) Formule de l'amphion formé.



3°) L'amphion est un ampholyte. Les deux couples acide/base auxquels il appartient.



4°) Diagramme de prédominance de l'alanine.



5°) A pH = 6, l'espèce prédominante est l'amphion car on est dans sa zone de prédominance d'après le diagramme.