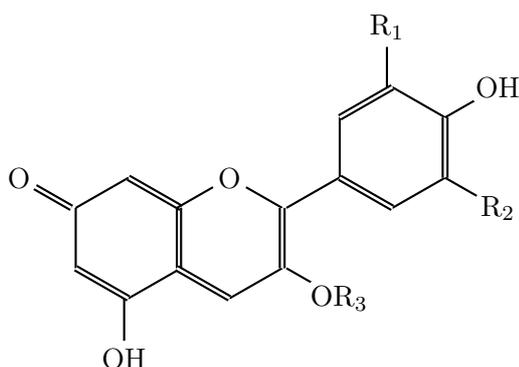


Exercice 1 – La couleur des fleurs d'hortensia

Certaines fleurs, comme celles des hortensias, possèdent des couleurs variées dues à des pigments naturels. Les couleurs rouge, mauve, violette et bleue viennent de la présence d'anthocyanines dans les pétales.



La couleur violette est due à la molécule suivante que l'on notera HA dans la suite de l'exercice :



1. Introduction

HA peut appartenir à deux couples, ($\text{H}_2\text{A}^+/\text{HA}$) de $\text{p}K_{\text{a}1} = 4,3$ et (HA/A^-) de $\text{p}K_{\text{a}2} = 7$.

L'espèce H_2A^+ est rouge, l'espèce HA est violette et l'espèce A^- est bleue.

On rappelle que $\text{p}K_e = 14$.

- 1.1. Donner la définition d'un acide selon Brønsted.
- 1.2. Préciser dans chacun des 2 couples la forme acide et la forme basique.

2. Comportement de HA en tant qu'acide

- 2.1. Écrire l'équation de la réaction de HA en tant qu'acide avec l'eau.
- 2.2. Donner l'expression de la constante d'équilibre K de cette réaction. Comment appelle-t-on cette constante ? Donner sa valeur.

Le pH d'une solution contenant HA est de 10.

- 2.1. À partir de l'expression de K , évaluer littéralement, puis calculer le rapport :

$$\frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HA}]_{\text{éq}}}$$

- 2.2. En déduire l'espèce prédominante. Conclure sur la couleur de la solution.

3. Comportement de HA en tant que base

- 3.1. Écrire l'équation de la réaction de HA en tant que base avec l'eau.
- 3.2. Donner l'expression de la constante d'équilibre K' de cette réaction. Quelle est la relation entre $K_{\text{a}1}$ et K' ?

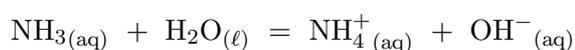
4. Conclusion : couleur des hortensias

- 4.1. Placer sur un diagramme les domaines de prédominance des espèces H_2A^+ , HA et A^- suivant les valeurs du pH.
- 4.2. Pourquoi les fleurs d'hortensias peuvent-elles changer de couleur suivant la nature du sol ?

Exercice 2 – Évolution de la réaction de l'ammoniac avec l'eau

Une bouteille d'ammoniac du commerce comporte l'indication 22°Bé, ce qui correspond à une concentration molaire $C_0 = 10,9 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Cette solution sera nommée S_0 .

Dans une solution aqueuse d'ammoniac, l'équilibre entre l'ammoniac NH_3 et les ions ammonium NH_4^+ s'écrit :



Données (valeurs à 25°C) :

- Quotient de la réaction de l'ammoniac avec l'eau à l'état d'équilibre : $Q_{\text{r,éq}} = 1,58 \times 10^{-5}$;
- Produit ionique de l'eau : $K_e = 1,00 \times 10^{-14}$.

1. Détermination du quotient de réaction par pH-métrie

La « basicité » de la solution S_0 étant trop élevée pour être mesurée directement au pH-mètre, on prépare 50,0 mL d'une solution diluée S_1 de concentration $C_1 = C_0/10$. Le pH mesuré de S_1 est 11,6.

- 1.1. Quel volume de la solution S_0 doit-on prélever pour préparer la solution S_1 ?
- 1.2. Proposer un mode opératoire pour préparer la solution S_1 .
- 1.3. Montrer que la concentration en ion hydroxyde dans la solution S_1 est :

$$[\text{OH}^-]_{S_1} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

- 1.4. Compléter le tableau d'avancement donné en annexe pour la réaction de l'ammoniac avec l'eau dans la solution S₁ en considérant un volume V₁' = 1,0 L.
- 1.5. En déduire la valeur du taux d'avancement final τ₁. Commenter le résultat obtenu.
- 1.6. Calculer le quotient de réaction Q_{r,1} à l'état final et montrer que le système est à l'équilibre, aux incertitudes de mesure près.

2. Détermination du taux d'avancement de la réaction par conductimétrie

Valeurs des conductivités molaires ioniques à 25°C :

$$\begin{cases} \lambda^\circ(\text{OH}^-) = 19,9 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \\ \lambda^\circ(\text{NH}_4^+) = 7,34 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \end{cases}$$

L'expression de la conductivité :

$$\sigma = \sum_i \lambda_i^\circ [\text{X}_i]$$

n'est valide qu'en solution très diluée. À partir de la solution S₁ d'ammoniac, on prépare une solution fille, notée S₂, de concentration C₂ = C₁/100 = C₀/1 000.

- 2.1. Hypothèse : On fait l'hypothèse que les quantités de matière des espèces en solution n'ont pas changé lors de la dilution.
- 2.1.1. En déduire l'expression littérale de la concentration [OH⁻]_{hyp} en fonction de [OH⁻]_{S₁}. Exprimer

de même [NH₄⁺]_{hyp} en fonction de [NH₄⁺]_{S₁}, et enfin [NH₃]_{hyp} en fonction de [NH₃]_{S₁}.

- 2.1.2. Montrer que le quotient de réaction Q_{r, hyp} obtenu avec cette hypothèse est égal à Q_{r,1}/100.
- 2.1.3. Le comparer à Q_{r, éq}. En déduire si l'hypothèse est effectivement vérifiée. Sinon, dans quel sens évolue le système lors de la dilution ? Justifier.
- 2.2. Conductimétrie : Pour confirmer ou infirmer l'hypothèse précédente, on mesure la conductivité σ de la solution S₂ : σ = 0,114 mS · cm⁻¹.
- 2.2.1. Donner la valeur de σ dans le système international.
- 2.2.2. Exprimer la conductivité σ de la solution S₂ en fonction des conductivités molaires ioniques et des concentrations effectives [NH₄⁺]_{S₂} et [OH⁻]_{S₂}, dans cette solution.
- 2.2.3. En utilisant le tableau d'avancement de la réaction de l'ammoniac sur l'eau et les données du texte, en déduire [OH⁻].
- 2.2.4. Calculer le taux d'avancement final τ₂ de la réaction de l'ammoniac sur l'eau.
- 2.2.5. La dilution de la solution mère agit-elle sur le taux d'avancement de la réaction de l'ammoniac sur l'eau ? Si oui dans quel sens. L'hypothèse émise dans la partie 1 est-elle confirmée ?

Annexe de l'exercice 2 – À rendre avec la copie

Tableau d'avancement exprimé en moles pour un volume V₁' = 1,0 L.

État	Avancement	NH ₃ + H ₂ O = NH ₄ ⁺ + OH ⁻
initial	0	n ₁ =
intermédiaire	x	
final	x _f =	
maximal	x _{max} =	

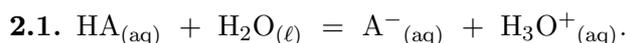
Exercice 1 – La couleur des fleurs d’hortensia

1.1. Selon la définition de Brönsted, un acide est une espèce susceptible de céder un ou plusieurs protons.

1.2. Pour le couple ($\text{H}_2\text{A}^+/\text{HA}$), l’espèce H_2A^+ est l’acide, conjugué de la forme basique HA ;

Pour le couple (HA/A^-), l’espèce HA est l’acide, conjugué de la base A^- .

On remarque que HA tient deux rôles différents dans deux couples différents : c’est un ampholyte (ou amphotère).



2.2.

$$K = \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HA}]_{\text{éq}}}$$

La réaction précédente est la dissociation de l’acide dans l’eau ; sa constante d’équilibre est appelée constante d’acidité, et notée K_{a2} . Par définition :

$$K_{a2} = 10^{-pK_{a2}} = 10^{-7}$$

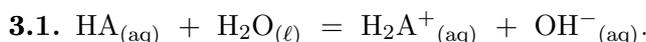
2.3. On effectue un produit en croix :

$$K = \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HA}]_{\text{éq}}} \Leftrightarrow \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HA}]_{\text{éq}}} = \frac{K}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}$$

En utilisant les définitions du pH et du pK_A :

$$\frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HA}]_{\text{éq}}} = \frac{10^{-pK_{a2}}}{10^{-\text{pH}}} = \frac{10^{-7}}{10^{-10}} = 10^3$$

2.4. $[\text{A}^-]_{\text{éq}} \gg [\text{HA}]_{\text{éq}}$ donc A^- est l’espèce prédominante. La solution est de couleur bleue, teinte de l’ion $\text{A}^-_{(\text{aq})}$ en solution aqueuse.



3.2.

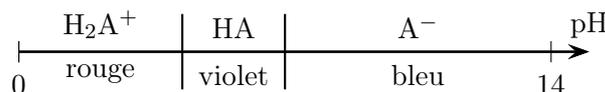
$$K' = \frac{[\text{H}_2\text{A}^+]_{\text{éq}}[\text{OH}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HA}]_{\text{éq}}}$$

On multiplie numérateur et dénominateur par la concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$:

$$K' = \frac{[\text{H}_2\text{A}^+]_{\text{éq}}}{\underbrace{[\text{HA}]_{\text{éq}}[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}_1} \times \underbrace{[\text{OH}^-]_{\text{éq}}[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}_{K_e}$$

$$\Rightarrow K' = \frac{K_e}{K_{a1}}$$

4.1.



4.2. Selon le pH du sol, l’ensemble de la plante et donc les pétales de ses fleurs sont plus ou moins acides ou basiques. Les différentes formes d’anthocyanines changeant de couleur avec le pH, du coup les pétales peuvent avoir des couleurs différentes selon la composition du sol.

Exercice 2 – Évolution de la réaction de l’ammoniac avec l’eau

1.1. Le facteur de dilution f vaut dix :

$$f = \frac{C_0}{C_1} = \frac{V_1}{V_0} = 10 \Rightarrow V_0 = 5,0 \text{ mL}$$

1.2. Mode opératoire :

- Verser quelques millilitres de solution mère S_0 dans un bécher, rincer la pipette jaugée de 5,0 mL, munie d’une propipette, avec cette solution ;
- Prélever les 5,0 mL, les introduire dans la fiole jaugée de 50,0 mL ;
- Compléter avec de l’eau distillée jusqu’à mi-parcours, agiter la fiole sans retournement ;
- Compléter jusqu’au trait de jauge, boucher avec un bouchon jaugé, homogénéiser la solution en retournant une dizaine de fois la fiole.

1.3. Par définition du pH :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{S_1} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{S_1} = 10^{-\text{pH}}$$

Produit ionique de l’eau :

$$\begin{aligned} K_e &= [\text{H}_3\text{O}^+]_{S_1} [\text{OH}^-]_{S_1} \\ \Leftrightarrow [\text{OH}^-]_{S_1} &= \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{S_1}} \\ \Leftrightarrow [\text{OH}^-]_{S_1} &= \frac{K_e}{10^{-\text{pH}}} \end{aligned}$$

Application numérique :

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-]_{S_1} &= \frac{1,00 \times 10^{-14}}{10^{-11,6}} \\ [\text{OH}^-]_{S_1} &= 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{c. q. f. d.} \end{aligned}$$

1.4. Quantité apportée en soluté NH_3 :

$$n_1 = C_1 V_1' = 1,09 \times 1,0 = 1,1 \text{ mol}$$

Quantité d’ions hydroxyde à l’équilibre :

$$x_f = [\text{OH}^-]_{S_1} V_1'$$

$$x_f = 4,0 \times 10^{-3} \times 1,0 = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Avancement maximal : $x_{\max} = n_1 = 1,1 \text{ mol}$.

Le tableau d'avancement est en fin de corrigé.

1.5.

$$\tau_1 = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{4,0 \times 10^{-3}}{1,1} = 0,36 \%$$

La réaction mène à un équilibre, et elle est très limitée.

1.6.

$$Q_{r,1} = \frac{[\text{NH}_4^+]_{S_1} [\text{OH}^-]_{S_1}}{[\text{NH}_3]_{S_1}}$$

D'après le tableau d'avancement :

$$\Rightarrow Q_{r,1} = \frac{\frac{x_f}{V_1'} \frac{x_f}{V_1'}}{\frac{n_1 - x_f}{V_1'}} = \frac{x_f^2}{V_1'(n_1 - x_f)}$$

Application numérique :

$$Q_{r,1} = \frac{(4,0 \times 10^{-3})^2}{1,0 \times (1,1 - 4,0 \times 10^{-3})} = 1,5 \times 10^{-5}$$

$Q_{r,1} \simeq Q_{r,\text{éq}} = 1,58 \times 10^{-5}$ donc, aux incertitudes de mesure près, le système est à l'équilibre.

2.1.1. En l'absence de réaction, toutes les concentrations sont divisées par cent lors de la dilution au centième :

$$[\text{OH}^-]_{\text{hyp}} = \frac{[\text{OH}^-]_{S_1}}{100} ; [\text{NH}_4^+]_{\text{hyp}} = \frac{[\text{NH}_4^+]_{S_1}}{100}$$

$$[\text{NH}_3]_{\text{hyp}} = \frac{[\text{NH}_3]_{S_1}}{100}$$

2.1.2.

$$Q_{r,\text{hyp}} = \frac{[\text{NH}_4^+]_{\text{hyp}} [\text{OH}^-]_{\text{hyp}}}{[\text{NH}_3]_{\text{hyp}}}$$

$$\Rightarrow Q_{r,\text{hyp}} = \frac{\frac{[\text{NH}_4^+]_{S_1}}{100} \frac{[\text{OH}^-]_{S_1}}{100}}{\frac{[\text{NH}_3]_{S_1}}{100}}$$

$$\Rightarrow Q_{r,\text{hyp}} = \frac{[\text{NH}_4^+]_{S_1} [\text{OH}^-]_{S_1}}{100 [\text{NH}_3]_{S_1}}$$

$$\Rightarrow Q_{r,\text{hyp}} = \frac{Q_{r,1}}{100} \quad \text{c. q. f. d.}$$

2.1.3. $Q_{r,\text{hyp}} = 1,5 \times 10^{-5}/100 = 1,5 \times 10^{-7} < Q_{r,\text{éq}}$, donc l'hypothèse est incorrecte : il va y avoir réaction. Ce quotient de réaction initial va augmenter jusqu'à égaler la valeur à l'équilibre, ce qui correspond à une évolution dans le sens 1.

2.2.1. $\sigma = 1,14 \times 10^{-2} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$.

2.2.2. Le milieu est basique, donc on peut négliger la conductivité due à l'ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$; par suite, on ne retient que les contributions des ions ammonium $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})}$ et $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$:

$$\sigma = \lambda^\circ(\text{OH}^-)[\text{OH}^-]_{S_2} + \lambda^\circ(\text{NH}_4^+)[\text{NH}_4^+]_{S_2}$$

2.2.3. D'après le tableau d'avancement, $[\text{OH}^-]_{S_2} = [\text{NH}_4^+]_{S_2}$. On factorise par $[\text{OH}^-]_{S_2}$ dans l'expression précédente :

$$\sigma = [\lambda^\circ(\text{OH}^-) + \lambda^\circ(\text{NH}_4^+)] [\text{OH}^-]_{S_2}$$

$$\Leftrightarrow [\text{OH}^-]_{S_2} = \frac{\sigma}{\lambda^\circ(\text{OH}^-) + \lambda^\circ(\text{NH}_4^+)}$$

Application numérique :

$$[\text{OH}^-]_{S_2} = \frac{1,14 \times 10^{-2}}{19,9 \times 10^{-3} + 7,34 \times 10^{-3}}$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-]_{S_2} = 0,42 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-]_{S_2} = 4,2 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.2.4. $x_{\max} = n_2 = n_1/100$ et $x_f = [\text{OH}^-]_{S_2} V_1'$:

$$\tau_2 = \frac{x_f}{x_{\max}} = 4,2 \times 10^{-4}/0,011 = 3,8 \%$$

2.2.5. $\tau_2 > \tau_1$ donc la dilution a une influence sur le taux d'avancement : augmenter la dilution provoque la dissociation de l'acide (qui est de moins en moins fort — c'est la loi de dilution d'Ostwald).

État	Avancement(mol)	NH_3	+	H_2O	=	NH_4^+	+	OH^-
EI	0	$n_1 = 1,1$		Excés		0		0
Ec	x	$1,1 - x$		Excés		x		x
EF	$x_f = 4,0 \times 10^{-3}$	$1,1 - x_f$		Excés		x_f		x_f
		$\simeq 1,1$				$= 4,0 \times 10^{-3}$		$= 4,0 \times 10^{-3}$
EM	$x_{\max} = 1,1$	$1,1 - x_{\max}$		Excés		x_{\max}		x_{\max}
		$= 0$		Excés		$= 1,1$		$= 1,1$

1 – Hortensias

.../13

- Céder un proton + H_2A^+ HA acides, HA A^- bases
- $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
- $K = [\text{A}^-]_{\text{éq}}[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}}$
- Constante d'acidité K_{a2} du couple (AH/A^-)
- $[\text{A}^-]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}} = K/[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$
- $[\text{A}^-]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}} = 10^{-pK_{a2}}/10^{-\text{pH}}$ ou équivalent
- $[\text{A}^-]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}} = 10^3$
- $[\text{A}^-]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}} \gg 1$ donc A^- prédomine + bleue
- $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{H}_2\text{A}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
- $K' = [\text{H}_2\text{A}^+]_{\text{éq}}[\text{OH}^-]_{\text{éq}}/[\text{HA}]_{\text{éq}}$
- $K' = K_e/K_{a1}$, démontrée
- Diagramme $4, 2 \pm 1, 7 \pm 1$ avec H_2A^+ , HA et A^-
- En fonction du pH du sol

2 – Ammoniac

.../17

- $f = V_1/V_0 = 10 \Rightarrow V_0 = 5,0 \text{ mL}$
- Mode opératoire dilution
- $[\text{OH}^-] = K_e/[\text{H}_3\text{O}^+] = K_e/10^{-\text{pH}}$ + calcul
- Tableau $C_1V_1' = 1, 1$, Excès, 0 et 0
- Tableau 1,1, Excès, $4,0 \times 10^{-3}$, $4,0 \times 10^{-3}$
- $\tau_1 = x_f/x_{\text{max}} = 0,36\%$, équilibre
- $Q_{r,1} = [\text{NH}_4^+]_f[\text{OH}^-]_f/[\text{NH}_3]_f = x_f^2/(n_1 - x_f)V$
- $Q_{r,1} = 1,5 \times 10^{-5} \simeq Q_{r,\text{éq}} = 1,58 \times 10^{-5}$
- $[\text{OH}^-]_{\text{hyp}} = [\text{OH}^-]_{S_1}/100$, $[\text{NH}_4^+]_{\text{hyp}}$, $[\text{NH}_3]_{\text{hyp}}$
- Démonstration $Q_{r,\text{hyp}} = Q_{r,1}/100$
- $Q_{r,\text{hyp}} \neq Q_{r,\text{éq}}$ donc faux + évolution sens 1
- $\sigma = 1,14 \times 10^{-2} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$
- $\sigma = \lambda^\circ(\text{OH}^-)[\text{OH}^-]_{S_2} + \lambda^\circ(\text{NH}_4^+)[\text{NH}_4^+]_{S_2}$
- $[\text{OH}^-]_{S_2} = [\text{NH}_4^+]_{S_2} = \sigma/(\lambda^\circ(\text{OH}^-) + \lambda^\circ(\text{NH}_4^+))$
- $[\text{OH}^-]_{S_2} = 4,2 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $x_{\text{max}} = n_2 = n_1/100$ donc $\tau_2 = 3,8\%$
- $\tau_2 > \tau_1$, sens 1, loi de dilution d'Ostwald

Total

.../30

Note

.../20

1 – Hortensias

.../13

- Céder un proton + H_2A^+ HA acides, HA A^- bases
- $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
- $K = [\text{A}^-]_{\text{éq}}[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}}$
- Constante d'acidité K_{a2} du couple (AH/A^-)
- $[\text{A}^-]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}} = K/[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$
- $[\text{A}^-]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}} = 10^{-pK_{a2}}/10^{-\text{pH}}$ ou équivalent
- $[\text{A}^-]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}} = 10^3$
- $[\text{A}^-]_{\text{éq}}/[\text{AH}]_{\text{éq}} \gg 1$ donc A^- prédomine + bleue
- $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{H}_2\text{A}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
- $K' = [\text{H}_2\text{A}^+]_{\text{éq}}[\text{OH}^-]_{\text{éq}}/[\text{HA}]_{\text{éq}}$
- $K' = K_e/K_{a1}$, démontrée
- Diagramme $4, 2 \pm 1, 7 \pm 1$ avec H_2A^+ , HA et A^-
- En fonction du pH du sol

2 – Ammoniac

.../17

- $f = V_1/V_0 = 10 \Rightarrow V_0 = 5,0 \text{ mL}$
- Mode opératoire dilution
- $[\text{OH}^-] = K_e/[\text{H}_3\text{O}^+] = K_e/10^{-\text{pH}}$ + calcul
- Tableau $C_1V_1' = 1, 1$, Excès, 0 et 0
- Tableau 1,1, Excès, $4,0 \times 10^{-3}$, $4,0 \times 10^{-3}$
- $\tau_1 = x_f/x_{\text{max}} = 0,36\%$, équilibre
- $Q_{r,1} = [\text{NH}_4^+]_f[\text{OH}^-]_f/[\text{NH}_3]_f = x_f^2/(n_1 - x_f)V$
- $Q_{r,1} = 1,5 \times 10^{-5} \simeq Q_{r,\text{éq}} = 1,58 \times 10^{-5}$
- $[\text{OH}^-]_{\text{hyp}} = [\text{OH}^-]_{S_1}/100$, $[\text{NH}_4^+]_{\text{hyp}}$, $[\text{NH}_3]_{\text{hyp}}$
- Démonstration $Q_{r,\text{hyp}} = Q_{r,1}/100$
- $Q_{r,\text{hyp}} \neq Q_{r,\text{éq}}$ donc faux + évolution sens 1
- $\sigma = 1,14 \times 10^{-2} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$
- $\sigma = \lambda^\circ(\text{OH}^-)[\text{OH}^-]_{S_2} + \lambda^\circ(\text{NH}_4^+)[\text{NH}_4^+]_{S_2}$
- $[\text{OH}^-]_{S_2} = [\text{NH}_4^+]_{S_2} = \sigma/(\lambda^\circ(\text{OH}^-) + \lambda^\circ(\text{NH}_4^+))$
- $[\text{OH}^-]_{S_2} = 4,2 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $x_{\text{max}} = n_2 = n_1/100$ donc $\tau_2 = 3,8\%$
- $\tau_2 > \tau_1$, sens 1, loi de dilution d'Ostwald

Total

.../30

Note

.../20