A quoi est due la couleur des fleurs d'hortensias

Bac S 2005 Antilles-Guyane rattrapage (ancien programme) · Exercice 1 **2,5 points** **Durée conseillée 26 min**

1.1 Donner la définition d'un acide selon Brönsted.

Un acide de Brönsted est une espèce chimique susceptible de **céder un ion hydrogène** H^+ (un proton).

COMPRENDRE
Une base est, à l'inverse, une espèce capable de capter un ion H^+. Acide et base d'un même couple ne diffèrent que par cet ion H^+.

1.2 Préciser, dans chacun des deux couples, la forme acide et la forme basique.

Données utiles couples H_2A^+/HA et HA/A^-

Un couple s'écrit acide/base ; l'acide est l'espèce qui porte l'ion H^+ en plus.

Couple H_2A^+/HA : acide H_2A^+, base HA.

Couple HA/A^- : acide HA, base A^-.

H_2A^+ et HA sont les formes acides ; HA et A^- sont les formes basiques.

COMPRENDRE
HA est la base du premier couple et l'acide du second : c'est une espèce amphotère (un ampholyte), comme l'eau.

2.1 Écrire l'équation de la réaction de HA en tant qu'acide avec l'eau.

HA cède un ion H^+ à l'eau, qui joue le rôle de base (couple H_3O^+/H_2O).

$$HA\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons A^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

PIÈGE
Vérifier la conservation des éléments et de la charge : zéro à gauche, $(-1)+(+1)=0$ à droite. Ne pas faire apparaître HO^- ici : l'eau reçoit le proton.

2.2 Donner l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction, son nom et sa valeur.

Données utiles $pK_{a2} = 7$

$$K = \frac{[A^-]_{éq} \times [H_3O^+]_{éq}}{[HA]_{éq}}$$

C'est la **constante d'acidité** du couple HA/A^-, notée K_{a2}.

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

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

PIÈGE
L'eau est le solvant : elle ne figure pas dans l'expression de K. Le pK_a à utiliser est celui du couple où HA est l'acide, donc 7 et non 4,3.

COMPRENDRE
Dans l'écriture actuelle, chaque concentration est divisée par $c^\circ = 1\ mol \cdot L^{-1}$: K est sans unité et sa valeur numérique est la même.

2.3 À partir de l'expression de K, exprimer littéralement puis calculer le rapport $\frac{[A^-]_{éq}}{[HA]_{éq}}$.

Données utiles $pH = 10$; $K_{a2} = 10^{-7}$ (2.2)

On isole le rapport dans l'expression de K_{a2}, avec $[H_3O^+]_{éq} = 10^{-pH}$:

$$\frac{[A^-]_{éq}}{[HA]_{éq}} = \frac{K_{a2}}{[H_3O^+]_{éq}} = \frac{10^{-pK_{a2}}}{10^{-pH}} = 10^{pH-pK_{a2}}$$

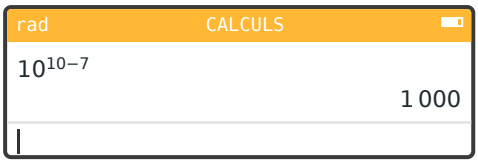
Application numérique : $10^{10-7} = 10^3$

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

COMPRENDRE
Le pH et le pK_{a2} sont donnés sans décimale : le résultat est un ordre de grandeur, 10^3, qu'il serait abusif d'écrire avec plusieurs chiffres significatifs.

MÉTHODE
Cette relation équivaut à $pH = pK_a + \log\frac{[base]}{[acide]}$: un écart de 3 unités entre pH et pK_a correspond à un facteur 10^3 entre les concentrations.

À LA CALCULATRICE



2.4 En déduire l'espèce prédominante et conclure sur la couleur de la solution.

Données utiles rapport égal à 10^3 (2.3) ; A^- est bleue

$[A^-]_{éq} = 10^3 \times [HA]_{éq}$, donc $[A^-]_{éq} > [HA]_{éq}$: la base A^- prédomine sur HA.

L'espèce prédominante est A^- : la solution est **bleue**.

COMPRENDRE
On retrouve la règle générale : lorsque $pH > pK_a$, la forme basique du couple prédomine. Ici A^- est mille fois plus concentrée que HA, dont la teinte violette est donc imperceptible.

3.1 Écrire l'équation de la réaction de HA en tant que base avec l'eau.

HA capte un ion H^+ cédé par l'eau, qui joue le rôle d'acide (couple H_2O/HO^-).

$$HA\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_2A^+\,(aq) + HO^-\,(aq)$$

PIÈGE
Écrire H_3O^+ parmi les produits. Quand l'eau cède un proton, elle devient l'ion hydroxyde HO^-.

3.2 Donner l'expression de la constante d'équilibre K' de cette réaction. Quelle est la relation entre K_{a1} et K' ?

Données utiles $pK_{a1} = 4{,}3$; $pK_e = 14$

$$K' = \frac{[H_2A^+]_{éq} \times [HO^-]_{éq}}{[HA]_{éq}}$$

K_{a1} est associée à la réaction $H_2A^+\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons HA\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$:

$$K_{a1} = \frac{[HA]_{éq} \times [H_3O^+]_{éq}}{[H_2A^+]_{éq}}$$

En multipliant, les concentrations de HA et de H_2A^+ se simplifient :

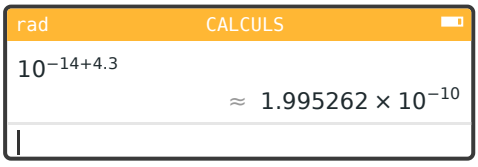
$$K' \times K_{a1} = [H_3O^+]_{éq} \times [HO^-]_{éq} = K_e$$

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

COMPRENDRE
Numériquement, $K' = 10^{-14+4{,}3} = 10^{-9{,}7} \approx 2 \times 10^{-10}$: la réaction de HA en tant que base avec l'eau est très limitée.

MÉTHODE
Pour relier deux constantes, écrire les deux expressions puis en faire le produit ou le quotient : les concentrations communes s'éliminent et il reste souvent $K_e = [H_3O^+]_{éq} \times [HO^-]_{éq}$.

À LA CALCULATRICE



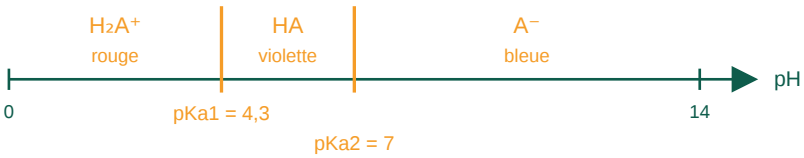
4.1 Placer sur un diagramme les domaines de prédominance des espèces H_2A^+, HA et A^- suivant les valeurs du pH.

Données utiles $pK_{a1} = 4{,}3$; $pK_{a2} = 7$

Pour chaque couple, l'acide prédomine si $pH < pK_a$ et la base si $pH > pK_a$. Sur un axe gradué en pH, les frontières sont donc $pK_{a1} = 4{,}3$ et $pK_{a2} = 7$.

$pH < 4{,}3$: H_2A^+ (rouge) ; $4{,}3 < pH < 7$: HA (violette) ; $pH > 7$: A^- (bleue).

PIÈGE
Inverser l'ordre des espèces. La forme la plus acide, H_2A^+, se place du côté des pH faibles ; la plus basique, A^-, du côté des pH élevés.



4.1 · Diagramme de prédominance des trois espèces

4.2 Pourquoi les fleurs d'hortensias peuvent-elles changer de couleur suivant la nature du sol ?

Selon sa nature, le sol est plus ou moins acide : il fixe le pH de l'eau puisée par la plante, donc celui du milieu où se trouve le pigment dans les pétales.

Or l'espèce prédominante du pigment, et donc la couleur, dépend du pH (4.1).

La couleur change avec le sol car le pH qu'il impose détermine la forme prédominante du pigment : H_2A^+ rouge, HA violette ou A^- bleue.

COMPRENDRE
Le pigment se comporte comme un indicateur coloré acido-basique : ses formes acide et basique n'ont pas la même couleur, et la teinte observée renseigne sur le pH du milieu.