

Interrogation de cours n°18

6 mars 2025

NOM :

Calculatrices interdites. Répondez de manière complète mais brève.

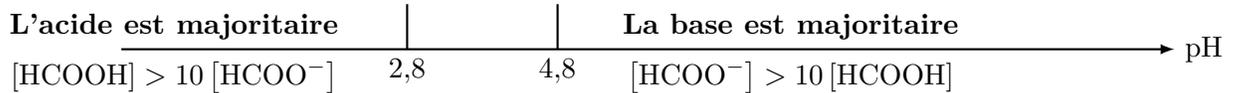
1. Compléter le tableau suivant :

Nom	Formule chimique
ion hydroxyde	HO^-
acide chlorhydrique	HCl
ion ammonium	NH_4^+
acide phosphorique	H_3PO_4

2. Donner sans démonstration le diagramme de majorité du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$.

On donne $\text{p}K_A(\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) = 3,8$.

Si $[\text{HCOO}^-] > 10 [\text{HCOOH}]$, on dit que l'ion HCOO^- est majoritaire. Dans ce cas : $\text{pH} > \text{p}K_A + 1$. Si l'acide HCOOH est majoritaire, $\text{pH} < \text{p}K_A - 1$. D'où le tracé ci-dessous :



Interrogation de cours n°18

6 mars 2025

NOM :

Calculatrices interdites. Répondez de manière complète mais brève.

1. Compléter le tableau suivant :

Nom	Formule chimique
ion oxonium	H_3O^+
acide éthanoïque	CH_3COOH
ammoniac	NH_3
acide sulfurique	H_2SO_4

2. Définir le pH. Donner $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{HO}^-]$ si $\text{pH} = 4$.

Le pH est défini à partir de la concentration en ion oxonium : $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$ où $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Si $\text{pH} = 4$, alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{HO}^-] = 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. Calculer le pH d'une solution d'acide éthanóique à $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en utilisant la méthode de la réaction prépondérante. On donne $\text{p}K_A (\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$.

	pH			
H ₂ O	↑	HO ⁻	12,0	Seuls l'eau et l'acide éthanóique sont présents. On prend $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ comme concentration de référence pour les couples de l'eau. L'acide le plus fort présent est l'acide éthanóique, la base la plus forte présente l'eau donc la réaction prépondérante est la réaction acido-basique entre l'acide éthanóique et l'eau : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
CH ₃ COOH		CH ₃ COO ⁻	4,8	
H ₃ O ⁺		H ₂ O	2,0	
$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$				
Diagrammes :	CH ₃ COOH prédomine			CH ₃ COO ⁻ prédomine
	domaine de	4,8	domaine de	pH
	H ₃ O ⁺ _(aq)	2,0	H ₂ O _(liq)	12,0

Il y a un domaine de pH où les réactifs sont tous deux majoritaires : la réaction est donc a priori peu avancée : elle fixe la composition du système et le pH. On peut par ailleurs supposer $x_{\text{eq}} \ll C$. Ensuite, cette réaction est la réaction de l'acide avec l'eau : sa constante est donc la constante d'acidité du couple. Un tableau d'avancement donne $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = x_{\text{eq}}$, $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}} = x_{\text{eq}}$ et $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}} = C - x_{\text{eq}} \approx C$. Ainsi $K_A = x_{\text{eq}}^2/C$. D'où $x_{\text{eq}} = \sqrt{CK_A}$. Enfin :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = -\log (x_{\text{eq}}) \quad \text{soit} \quad \boxed{\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_A + \text{p}C) = 3,4}$$

3. Calculer le pH d'une solution de phénol PhOH à $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en utilisant la méthode de la réaction prépondérante. On donne $\text{p}K_A (\text{PhOH}/\text{PhO}^-) = 10,0$.

	pH			
H ₂ O	↑	HO ⁻	11,0	Seuls l'eau et le phénol sont présents. On prend $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ comme concentration de référence pour les couples de l'eau. L'acide le plus fort présent est le phénol, la base la plus forte présente l'eau donc la réaction prépondérante est la réaction acido-basique entre le phénol et l'eau : $\text{PhOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})} \rightleftharpoons \text{PhO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
PhOH		PhO ⁻	10,0	
H ₃ O ⁺		H ₂ O	3,0	
$\text{PhOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})} \rightleftharpoons \text{PhO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$				
Diagrammes :	PhOH prédomine			PhO ⁻ prédomine
	domaine de	10,0	domaine de	pH
	H ₃ O ⁺ _(aq)	3,0	H ₂ O _(liq)	11,0

Il y a un domaine de pH où les réactifs sont tous deux majoritaires : la réaction est donc a priori peu avancée : elle fixe la composition du système et le pH. On peut par ailleurs supposer $x_{\text{eq}} \ll C$. Ensuite, cette réaction est la réaction de l'acide avec l'eau : sa constante est donc la constante d'acidité du couple. Un tableau d'avancement donne $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = x_{\text{eq}}$, $[\text{PhO}^-]_{\text{eq}} = x_{\text{eq}}$ et $[\text{PhOH}]_{\text{eq}} = C - x_{\text{eq}} \approx C$. Ainsi $K_A = x_{\text{eq}}^2/C$. D'où $x_{\text{eq}} = \sqrt{CK_A}$. Enfin :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = -\log (x_{\text{eq}}) \quad \text{soit} \quad \boxed{\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_A + \text{p}C) = 6,5}$$