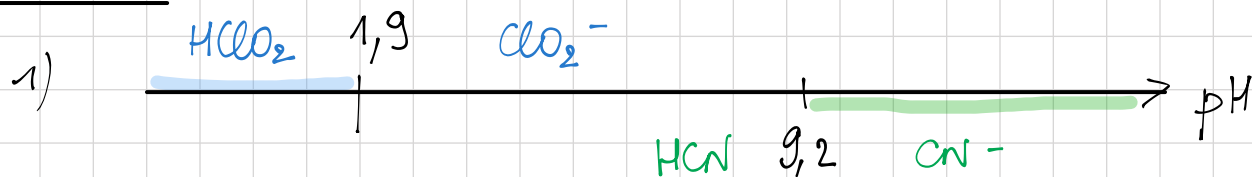


CHIMIE 1 - Réactions acide - base

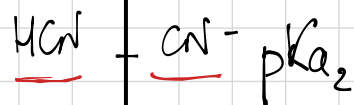
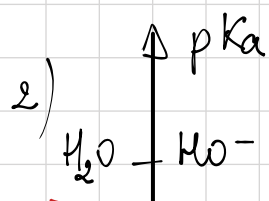
EXERCICE 1



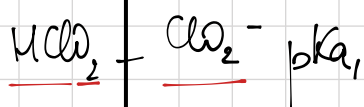
Rq : HClO_2 et CN^-

ont des domaines

disjoints $\rightarrow$ ils ne peuvent pas coexister

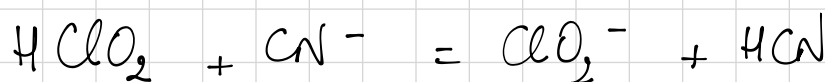


Acide le plus fort présent : HClO_2



Base la plus forte présente : CN^-

$\Rightarrow$ La réaction acido-basique la plus favorisée est donc :



initial

c

c

c

c

équilibre

ε

ε

$2c$

$2c$

d'après

la valeur de K

$$K = \frac{[\text{ClO}_2^-][\text{HCN}]}{[\text{HClO}_2][\text{CN}^-]} = \frac{[\text{ClO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]} \cdot \frac{[\text{HCN}]}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}$$

$$\Rightarrow K = \frac{K_{a1}}{K_{a2}} \quad \text{A.N. : } K = \frac{10^{-1,9}}{10^{-9,2}} = 10^{7,3} \gg 10^3$$

$\Rightarrow$ La réaction est quasi-totale, on peut compléter le tableau d'avancement ($x_{\text{eq}} \approx c$).

3) À l'équilibre :

$$K = \frac{(2c)^2}{\varepsilon^2} \Rightarrow \varepsilon = \frac{2c}{\sqrt{K}}$$

A.N. : $\varepsilon = 4,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

Rq : on vérifie que $2c + \varepsilon \approx 2c$ car $\varepsilon \ll c$.

Pour trouver le pH, on écrit : $\text{pH} = \text{pKa}_1 + \log \frac{[\text{ClO}_2^-]}{[\text{HClO}_2]}$

$$\rightarrow \text{pH} = 1,9 + \log \left(\frac{2c}{\varepsilon} \right)$$

$$\frac{2c}{\varepsilon} = \sqrt{K} \Rightarrow \text{pH} = 1,9 + \log 10^{\frac{7,3}{2}} = 1,9 + \frac{7,3}{2} = 5,6$$

EXERCICE 2

1)	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$			
initial	c	solvant	/	/
equilibre	$\underbrace{c-x}_{\approx c}$		x	x

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{HO}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]} \cdot \underbrace{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]}_{K_e \text{ produit ionique de l'eau}}$$

$\frac{1}{K_a}$

A.N : $K = \frac{10^{-14}}{10^{-9,2}} = 10^{-4,8} \ll 10^{-3} \rightarrow \text{réaction quasi-nulle}$
 $\Rightarrow c-x \approx c$

Re : K est appelé constante de basicité K_b .

2) À l'équilibre $K = \frac{x^2}{c} \Rightarrow x = \sqrt{Kc}$

A.N : $x = (10^{-4,8} \times 10^{-2})^{1/2} = 10^{-3,4} \text{ mol/L}$
 $(\approx 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L})$

3) $x = [\text{HO}^-] = 10^{-3,4} \text{ mol/L}$

On a donc $\text{pH} = 10,6$

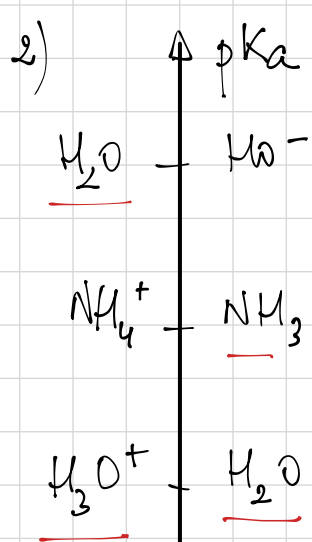
EXERCICE 3

1) le volume total $V_{\text{tot}} = 40 \text{ mL}$

$$\Rightarrow [\text{NH}_3]_0 = c'_1 = \frac{c_1 V_1}{V_{\text{tot}}} = \frac{1 \cdot 10^{-2}}{4} = 0,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_0 = c'_2 = \frac{c_2 V_2}{V_{\text{tot}}} = \frac{3}{4} \times 5 \cdot 10^{-3} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

l'acide chlorhydrique est un acide fort



Acide le plus fort : H_3O^+

Base la plus forte : NH_3

Réaction prépondérante :

	$\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ = \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$		
initial	$2,5 \cdot 10^{-3}$	$3,75 \cdot 10^{-3}$	—
équilibre	x	$1,25 \cdot 10^{-3}$	$2,5 \cdot 10^{-3}$

SOLVANT

$K = \frac{1}{K_a} = 10^{9,2} \gg 10^3$ la réaction est quantitative. Ici, NH_3 est le réactif limitant.

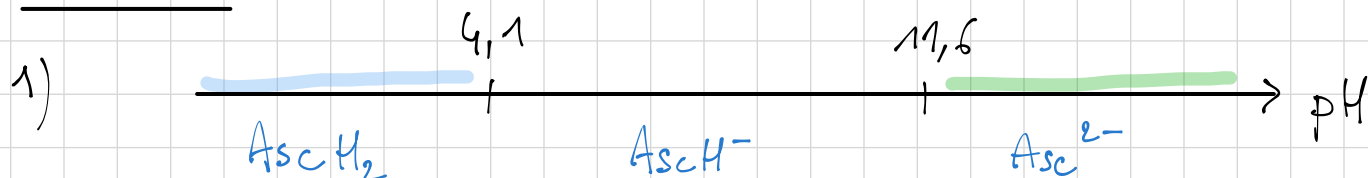
3) Dans l'état final : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 2,9$

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow [\text{NH}_3] = \frac{K_a [\text{NH}_4^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

A.N : $[\text{NH}_3] = \frac{10^{-9,2} \times 2,5 \cdot 10^{-3}}{1,25 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-9,2} = 1,3 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$

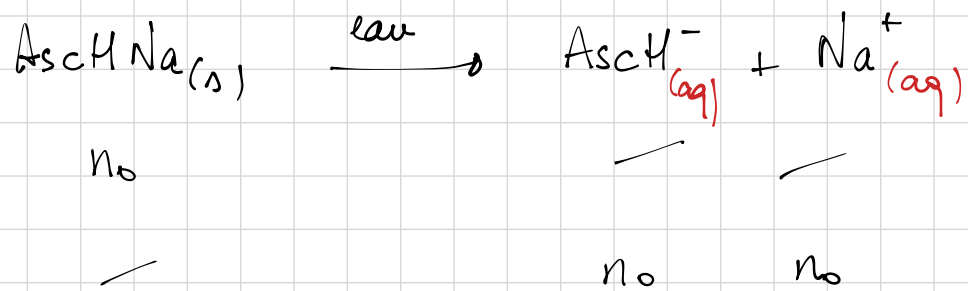
On peut aussi trouver $[\text{NH}_3]$ en écrivant $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}\right)$

EXERCICE 4



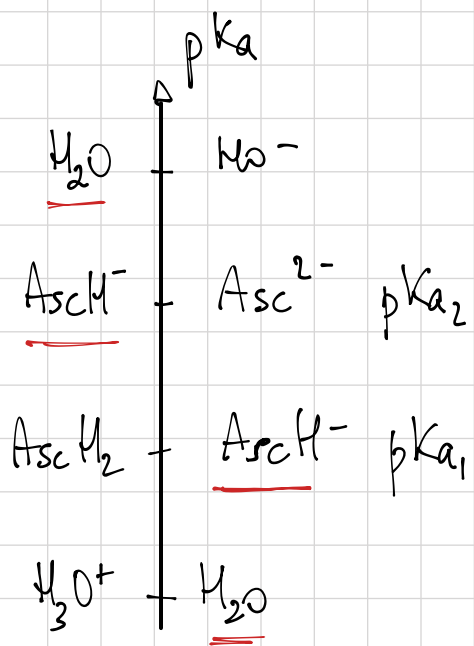
AscH^- est la base conjuguée de AscH_2 et AscH^- est l'acide conjugué de $\text{Asc}^{2-} \Rightarrow$ c'est un ampholyte ou espèce amphotère.

2) La dissolution du sachet s'écrit :

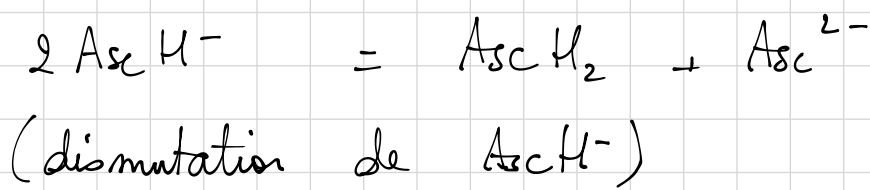


avec $n_0 = \frac{m}{M} \Rightarrow [\text{AscH}^-]_0 = \frac{m}{M V}$

A.N : $[\text{AscH}^-]_0 = \frac{0,5}{198 \times 0,05} = \frac{1}{19,8} = 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$



AscH⁻ est l'acide le plus fort et la base la plus forte présente, la réaction prépondérante s'écrit :



$$K = \frac{[\text{AscH}_2]}{[\text{AscH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{Asc}^{2-}]}{[\text{AscH}^-]} = \frac{K_{a2}}{K_{a1}}$$

A.N : $K = \frac{10^{-11,6}}{10^{-4,1}} = 10^{-7,5} \ll 10^{-3}$ réaction quasi nulle

On remplit le tableau d'avancement

	$2 \text{AscH}^- = \text{AscH}_2 + \text{Asc}^{2-}$		
initial	c	/	/
équilibre	$c - 2x$ $\approx c$	x	x

À l'équilibre :

$$K = \frac{x^2}{(c-2x)^2} \approx \left(\frac{x}{c}\right)^2$$

$$\Rightarrow x = c \sqrt{K}$$

A.N : $x = 8,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

3) Astuce :

$$\begin{cases} \text{pH} = \text{pK}_{a1} + \log \left(\frac{[\text{AscH}^-]}{[\text{AscH}_2]} \right) \\ \text{pH} = \text{pK}_{a2} + \log \left(\frac{[\text{Asc}^{2-}]}{[\text{AscH}^-]} \right) \end{cases}$$

$$\Rightarrow 2 \text{pH} = \text{pK}_{a1} + \text{pK}_{a2} + \log \left(\frac{[\text{AscH}^-] [\text{Asc}^{2-}]}{[\text{AscH}^-] [\text{AscH}_2]} \right)$$

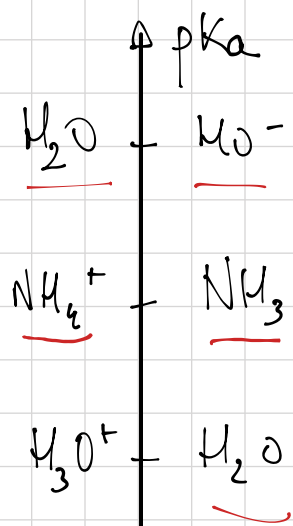
$$\Rightarrow \boxed{\text{pH} = \frac{\text{pK}_{a1} + \text{pK}_{a2}}{2}}$$

A.N : $\text{pH} = 7,9$ (on est bien dans le domaine de prédominance de AscH^-)

EXERCICE 5

1) Acide le plus fort : NH_4^+
Base la plus forte : HO^-

Réaction prépondérante :



	NH_4^+	HO^-	=	NH_3	H_2O
initial	0,20	0,10		—	
équilibre	0,10	ε		0,10	

solvant

en mol/L
car $V = 1\text{L}$

$$K = \frac{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+] [\text{HO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_a}{K_e}$$

A.N : $K = \frac{10^{-9,3}}{10^{-14}} = 10^{4,7} \gg 10^3$

→ réaction quantitative

2) $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+] = 0,10 \text{ mol/L}$

$$\Rightarrow \text{pH} = \text{pK}_a = 9,2$$

On a alors

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9,2} \text{ mol/L}$$

et $[\text{HO}^-] = 10^{-4,8} \text{ mol/L} = \varepsilon$