

**THEME CTM : CONSTITUTION ET TRANSFORMATION DE LA MATIERE**  
**REACTION ENTRE ACIDE ET BASE**

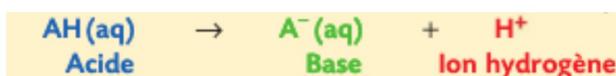
Dans ce chapitre, nous nous interrogerons sur :

- Qu'est-ce qu'un acide et une base ?
- Les acides libèrent-ils tous leur(s) ion(s) hydrogène avec la même facilité ?
- Comment prévoir la composition finale d'un système acido-basique ?

**I/ Force des acides et des bases.**

**1. Acide et base.**

Un acide **AH** est une espèce chimique capable de céder au moins un ion hydrogène  $H^+$  ; il se transforme alors en sa base conjuguée  $A^-$  :



Inversement, une base est une espèce chimique capable de capter au moins un ion hydrogène  $H^+$  ; elle se transforme alors en son acide conjugué :



Le vinaigre est une solution aqueuse d'acide éthanóique, également appelé acide acétique.

**?** Écrire la formule de l'ion éthanóate, base conjuguée de l'acide éthanóique  $CH_3COOH$ .  
METHODE : formellement, il faut retirer un H et une charge  $\oplus$ , ce qui donne :  
 $CH_3COO^-$   
 Rq: le "H" que l'on retire est le  $\oplus$  acide : il est porté par un atome très électronégatif, ici O.  
 Le groupe  $-COOH$  ( $-C(=O)-H$ ) est le groupe carboxyle, caractéristique des acides carboxyliques.



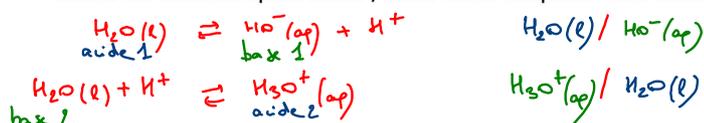
L'ammoniac  $NH_3$  est un gaz à température et pression ordinaire, qui se dissout facilement dans l'eau pour donner des solutions aqueuses d'ammoniaque  $NH_3(aq)$  utilisées notamment pour le nettoyage domestique. « Alkali » signifie « qui a des propriétés basiques »

**?** Écrire la formule de l'ion ammonium, acide conjugué de l'ammoniaque  $NH_3(aq)$ .  
METHODE : on ajoute formellement un H et une charge  $\oplus$ , ce qui donne :  
 $NH_4^+$

Un acide **AH** et sa base conjuguée  $A^-$  forment un couple acide / base ; on lui associe une demi-équation acido-basique modélisant le transfert d'ion hydrogène :



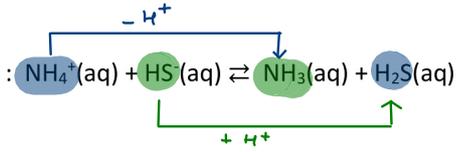
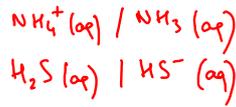
**?** L'eau est à la fois l'acide d'un couple et la base d'un autre couple ; cette espèce est dite amphotère. Écrire les deux couples acide / base dans lesquels l'eau intervient.



Au cours d'une réaction acide – base, l'acide d'un couple cède son ion hydrogène à la base de l'autre couple.

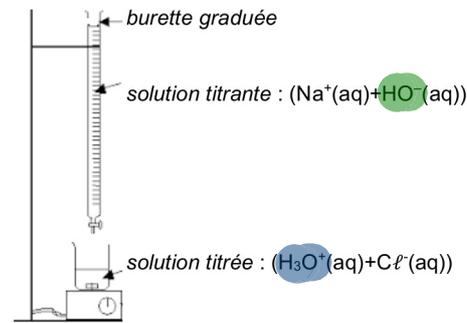
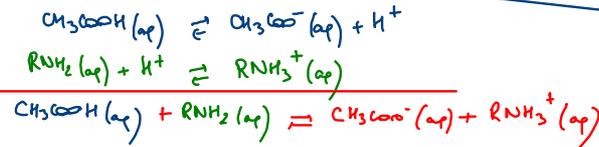
Remarque : l'ion  $H^+$  n'existe pas dans l'eau, mais l'écriture de ces demi-équations permettent de modéliser ce qui se passe entre un acide et une base. Il se transforme en ion  $H_3O^+$ .

? Identifier les deux couples acide/base mis en jeu dans l'équation de la réaction :  $NH_4^+(aq) + HS^-(aq) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_2S(aq)$



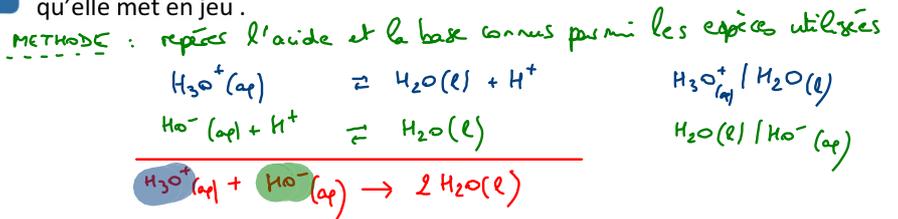
L'odeur désagréable du poisson est liée à la présence d'amines, notées  $R-NH_2$ . Pour supprimer cette odeur, on peut plonger le poisson dans un court-bouillon contenant du vinaigre. L'acide éthanóique contenu dans le vinaigre réagit alors avec les amines (base) pour donner des espèces qui restent solubles dans le court-bouillon.

? Écrire l'équation de la réaction entre l'acide éthanóique  $CH_3COOH$  et l'amine  $R-NH_2$ .



Le titrage est une technique permettant de déterminer une concentration ou une quantité de matière inconnue. Elle s'appuie sur une réaction chimique qui se produit entre le réactif de la solution du becher et celui de la burette.

? Écrire l'équation de la réaction et identifier les deux couples acido-basiques qu'elle met en jeu.



Le pH (potentiel Hydrogène) est une grandeur qui mesure l'acidité liée à la présence des ions oxonium  $H_3O^+(aq)$  en solution : Il se calcule par la relation :

$$pH \text{ sans unité} \rightarrow pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$$

$[H_3O^+]$  en  $mol \cdot L^{-1}$   
 $c^0$  en  $mol \cdot L^{-1}$

Le pH permet de déterminer la concentration en quantité de matière en ions oxonium :

$$[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$$

? Le pH d'une eau de piscine doit se situer autour de 7,4. A quelle concentration en ions oxonium cela correspond-il ?

$[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH} = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1} \times 10^{-7,4} = 4,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

? Une boisson au cola contient des ions oxonium à la concentration :  $[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

Calculer son pH.

$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right) = -\log\left(\frac{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot L^{-1}}\right) = 3,0$

## 2. Fort ou faible ?

Un acide (ou une base) cède (ou capte) un ion hydrogène  $H^+$  avec plus ou moins de facilité ; on va donc pouvoir discuter de sa force.

Prenons l'exemple de l'acide éthanóique qui est un acide dit « faible ».

On dispose d'un flacon d'acide éthanóique  $CH_3COOH(aq)$  portant l'indication :

concentration en quantité de matière de soluté apporté  $c = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

On mesure le pH de cette solution S :  $pH = 3,9$ .

**Rappel :** La concentration en quantité de matière de soluté apporté  $c$  correspond à la quantité de matière de soluté  $n_{\text{soluté}}$  que l'on a introduite

$$\text{par litre de solution : } c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$



Utiliser la valeur du pH pour identifier la nature (acide ou base) de  $CH_3COOH$ .  
En déduire l'équation de la réaction entre  $CH_3COOH$  et  $H_2O$ .

$pH = 3,9 < 7 \Rightarrow$  espèce acide  
 $\Rightarrow$  cède un ion  $H^+$  à l'eau qui se transforme en  $H_3O^+$



Compléter le tableau d'avancement pour  $V = 1,0 \text{ L}$ .

Calculer le taux d'avancement de la réaction et vérifier que la transformation n'est pas totale.

Équation de la réaction		$CH_3COOH(aq)$	$+ H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$CH_3COO^-(aq)$	$+ H_3O^+(aq)$	
État	avancement	Quantités de matière (pour $V = 1,0 \text{ L}$ de solution)				en mol	
État initial	0	$n_i = cV$	excès		0	0	
État final (si la transformation est totale)	$x_{\text{max}}$	$n_i - x_{\text{max}} = 0$	"		$x_{\text{max}}$	$x_{\text{max}}$	
État final (réel)	$x_f$	$n_i - x_f$	"		$x_f$	$x_f$	

$\xi = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$  avec  $\begin{cases} x_{\text{max}} = n_i = cV \\ x_f = (n_{H_3O^+})_f = [H_3O^+]_f \cdot V = 10^{-pH} \times V \end{cases} \Rightarrow \xi = \frac{10^{-pH} \times V}{c \times V} = \frac{10^{-3,9}}{1,0 \cdot 10^{-3}} = 0,126$  soit environ 13%  
 $\xi < 1 \Rightarrow$  transformation pas totale

Le chlorure d'hydrogène  $HCl$  est lui un acide fort : sa réaction avec l'eau conduit à des solutions d'acide chlorhydrique ( $H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ ) ; le taux d'avancement de la réaction est égal à 1.  $\Rightarrow x_f = x_{\text{max}}$



Compléter le tableau d'avancement pour  $n = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de  $HCl$  introduit dans  $V = 1,0 \text{ L}$  d'eau ; calculer le pH de la solution d'acide chlorhydrique obtenue.

$\hookrightarrow$  correspond à une concentration en soluté apporté :  $c = \frac{n}{V} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Équation de la réaction		$HCl(g)$	$+ H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$Cl^-(aq)$	$+ H_3O^+(aq)$	
État	avancement	Quantités de matière (pour $V = 1,0 \text{ L}$ de solution)				en mol	
État initial	0	$n = 1,0 \cdot 10^{-3}$	excès		0	0	
État final	$x_f = x_{\text{max}}$ $\text{car } \xi = 1$	$n - x_{\text{max}} = 0$	"		$x_{\text{max}} = n$	$x_{\text{max}} = n$	

$[H_3O^+]_f = \frac{(n_{H_3O^+})_f}{V} = \frac{n}{V} = c = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \Rightarrow pH = -\log [H_3O^+]_f = -\log c = -\log 10^{-3} = 3$

Acide faible	Acide fort
La transformation modélisée par la réaction entre l'acide $AH$ et l'eau n'est pas totale : $AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$	La transformation modélisée par la réaction entre l'acide $AH$ et l'eau est totale : $AH(aq) + H_2O(l) \rightarrow A^-(aq) + H_3O^+(aq)$
$[H_3O^+]_f =$ concentration en acide apporté $C$ $pH > -\log C$	$[H_3O^+]_f =$ concentration en acide apporté $C$ $pH = -\log C$



On définit de même une base faible et une base forte :

Base faible	Base forte
La transformation modélisée par la réaction entre l'acide AH et l'eau n'est pas totale : $A^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons AH(aq) + HO^-(aq)$	La transformation modélisée par la réaction entre la base $A^-$ et l'eau est totale : $A^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow AH(aq) + HO^-(aq)$



**?** On mesure le pH d'une solution d'ammoniaque  $NH_3(aq)$  de concentration en soluté apporté  $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  :  $pH = 10,6$   
 $NH_3$  est-elle une base faible ou forte ? On donne :  $K_e = [HO^-] [H_3O^+] = 10^{-14}$

Pour répondre à cette question, on peut :

Méthode 1 : comparer  $x_f$  et  $x_{max}$  (ou calculer  $\bar{\alpha}$ )

Méthode 2 : calculer le pH attendu si la base est forte (: r'eq totale avec l'eau) et comparer à  $pH = 10,6$

Par exemple avec la méthode 1 :

On peut raisonner sur V quelconque, on fixe une valeur simple ( $V = 1L$ ) par exemple.

Etat		Quantités de matière (mol)			
Avance :		$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + HO^-(aq)$			
Ei	0	$n = c \cdot V$	excès	0	0
Ef si r'eq totale	$x_{max}$	$n - x_{max}$	*	$x_{max}$	$x_{max}$
Ef réel	$x_f$	$n - x_f$	*	$x_f$	$x_f = \frac{(n \cdot [HO^-])_f}{f} \leftarrow [HO^-] \leftarrow [H_3O^+] \leftarrow pH$

\* on détermine  $x_{max}$  :

$$NH_3 \text{ est le RL} \Rightarrow n - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = n = c \cdot V$$

\* on détermine  $x_f$  :

$$x_f = (n \cdot [HO^-])_f = [HO^-] \cdot V = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \cdot V = \frac{K_e \cdot V}{10^{-pH}}$$

Rq : pour calculer  $x_f$  et  $x_{max}$ , il faut décider d'une valeur pour le volume (ex :  $V = 1L$ ) ; sinon, on garde les expressions littérales car  $\bar{\alpha}$  ne dépend pas du volume sur lequel on raisonne, on s'attend donc à ce qu'il se simplifie (voir la suite).

\* Calcul du taux d'avancement :

$$\bar{\alpha} = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{\frac{K_e \cdot V}{10^{-pH}}}{c \cdot V} = \frac{K_e \cdot \cancel{V}}{10^{-pH} \cdot c \cdot \cancel{V}} = \frac{K_e}{10^{-pH} \cdot c}$$

Appl :  $\bar{\alpha} = \frac{10^{-4}}{10^{-10,6} \cdot 1,0 \cdot 10^{-2}} \approx 0,04 \text{ (4\%)} < 1 \Rightarrow$  r'eq pas totale (limitée)  
 $\Rightarrow NH_3$  est une base faible

Quelques solutions courantes à connaître :

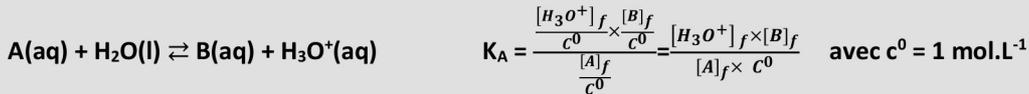
	solution	espèces dissoutes	exemple d'utilisation
acide	acide chlorhydrique	$(H_3O^+(aq) + Cl^-(aq))$	en synthèse ; titrages ; produit d'entretien
	acide nitrique	$(H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq))$	synthèse d'engrais
	acide éthanóique	$CH_3COOH(aq)$	contenu dans le vinaigre
base	hydroxyde de sodium (=soude)	$(Na^+(aq) + HO^-(aq))$	en synthèse ; titrages ; produit d'entretien
	ammoniac	$NH_3(aq)$	en synthèse ; titrages ; produit d'entretien

### 3. Constante d'acidité $K_A$ .

#### Définition



La constante d'acidité d'un couple A/B, notée  $K_A$ , est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction de l'acide A du couple sur l'eau :



On définit aussi le  $pK_A$  du couple A/B :  $pK_A = -\log K_A$  et donc  $K_A = 10^{-pK_A}$

On pourra utiliser une expression simplifiée pour  $K_A$ , mais en se souvenant que les concentrations à utiliser sont en  $\text{mol.L}^{-1}$  et que  $K_A$  est sans unité :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_f \times [B]_f}{[A]_f}$$

On retrouve les caractéristiques d'une constante d'équilibre :

$K_A$  est caractéristique d'un couple A/B ; elle **ne dépend que de la température**  $K_A(T)$  ; elle ne dépend pas de la composition initiale de la solution.

#### Prévision de la composition finale d'une solution

**?** Prévoir le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanóique de concentration  $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , connaissant le  $pK_A$  du couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  à  $25^\circ\text{C}$  :  $pK_A = 4,8$   $\rightarrow K_A = 10^{-pK_A} = 10^{-4,8}$

**METHODE** : pour prévoir le pH, il faut connaître la composition de l'EF, en particulier  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$   
 $\Rightarrow$  il faut faire un TA.

on peut fixer une valeur :  
 ex:  $V = 1 \text{ L}$

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$+ \text{H}_2\text{O}(l)$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$	$+ \text{H}_3\text{O}^+(aq)$
ci	$n = cV$	excès		0	0
EF (rés)	$n - x_f$	"		$x_f$	$x_f \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_f \rightarrow \text{pH}$

La ligne EF comporte une inconnue ( $x_f$ ), on a donc besoin d'une équation (= une relation) qui porte sur cette ligne  $\Rightarrow K_A$

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad \text{avec } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{x_f}{V} \quad \text{et } [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{n - x_f}{V}$$

$$\text{donc } K_A = \frac{x_f^2}{(n - x_f) \times V} = \frac{x_f^2}{(cV - x_f) \times V}$$

Raisonnons sur  $V = 1 \text{ L}$  :  $K_A = \frac{x_f^2}{10^{-2} - x_f} = 10^{-4,8}$

$$\Rightarrow 10^{-4,8} \times (10^{-2} - x_f) = x_f^2$$

$$\Rightarrow x_f^2 + 10^{-4,8} x_f - 10^{-6,8} = 0, \quad \text{du type } ax^2 + bx + c = 0$$

Il faut résoudre ce polynôme du second degré :

$$\Delta = b^2 - 4ac = (10^{-4,8})^2 - 4 \times 1 \times (-10^{-6,8}) = 6,342 \cdot 10^{-7}$$

$$x = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-10^{-4,8} + \sqrt{6,342 \cdot 10^{-7}}}{2 \cdot 1} = 4,06 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

ou  $x = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = -3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \Rightarrow$  on ne retient pas cette valeur négative (pas de sens physique)

\* Calcul du pH :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{(n_{\text{H}_3\text{O}^+})_f}{V} = \frac{x_f}{V} = \frac{4,06 \cdot 10^{-4}}{1} = 4,06 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{et } \text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{c^0} = -\log 4,06 \cdot 10^{-4} = \underline{\underline{3,4}}$$

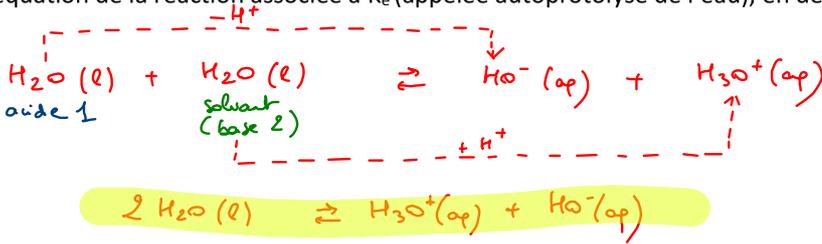
Produit ionique de l'eau  $K_e$

Le produit ionique de l'eau est le nom donné à la constante d'acidité du couple  $H_2O(l)/HO^-(aq)$

à 25°C :  $K_e = 10^{-14}$  et  $pK_e = -\log K_e = 14$

utiliser la déf. de  $K_A$  en écrivant l'équation de la réaction entre l'acide  $H_2O$  sur le solvant  $H_2O$

? Écrire l'équation de la réaction associée à  $K_e$  (appelée autoprotolyse de l'eau); en déduire l'expression de  $K_e$



$K_A$  est notée ici  $K_e$  :

$$K_e = \frac{[H_3O^+][HO^-]}{1^2}$$

$\Rightarrow K_e = [H_3O^+][HO^-]$

? Calculer la concentration des ions hydroxyde  $HO^-$  contenus dans une solution de  $pH = 4$ .

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$

$[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{K_e}{10^{-pH}} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$

Classement des couples A/B sur une échelle de  $K_A$  ou de  $pK_A$

? En utilisant le tableau d'avancement de la page 3, établir que le taux d'avancement de la réaction entre un acide de concentration  $c$  et l'eau se calcule avec :  $\tau = \frac{10^{-pH}}{c}$ . Compléter le tableau qui donne le pH de solutions aqueuses de divers acides de concentration identique  $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . En déduire une comparaison sur la force des acides.

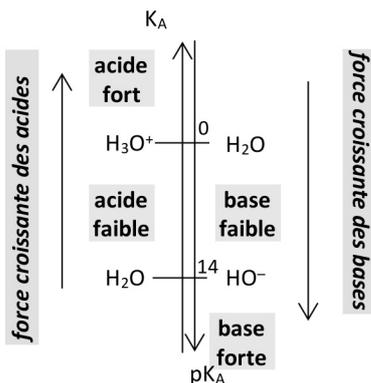
$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{10^{-pH}}{c} = \tau$

permet de calculer  $\tau$

	pH	$pK_A$	$\tau$
acide chlorhydrique ( $H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ )	2,0	0	1
acide méthanoïque	2,9	3,8	0,13
acide méthanoïque	3,4	4,8	0,04
acide hypochloreux $HClO$	5,0	8,0	0,001

$\tau \uparrow$  quand  $pK_A \downarrow$

Un acide faible est d'autant plus « fort » que sa réaction avec l'eau est avancée, ce qui correspond à une valeur de  $K_A$  élevée (donc  $pK_A$  faible) ; on peut donc classer les couples A/B selon une échelle de  $K_A$  ou de  $pK_A$  :



Un acide fort n'existe pas dans l'eau : il se transforme totalement en  $H_3O^+$   
 $\Rightarrow H_3O^+$  est l'acide le plus fort dans l'eau

Une base forte n'existe pas dans l'eau : elle se transforme totalement en  $HO^-$   
 $\Rightarrow HO^-$  est la base la plus forte dans l'eau

## II/ Diagramme de prédominance.

### 1. Construction.

? Soit le couple A/B ; retrouver que le pH de la solution est lié au rapport des concentrations des formes acide et basique en solution  $\frac{[B]}{[A]}$  par la relation :  $\text{pH} = \text{p}K_A(A/B) + \log \frac{[B]}{[A]}$   
 $[H_3O^+]$  →  $\text{pH}$  ←  $K_A$  ⇒ partir de la déf. de  $K_A$ , puis passer au "log" pour faire apparaître pH et  $pK_A$

$$K_A = \frac{[H_3O^+] \times [B]}{[A]}$$

$$\Rightarrow \underbrace{\log K_A}_{-pK_A} = \log \left( \frac{[H_3O^+] [B]}{[A]} \right) = \log [H_3O^+] + \log \frac{[B]}{[A]}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = pK_A + \log \frac{[B]}{[A]}$$

? Quel est le pH d'une solution qui contient autant de forme A que de forme B ?  
 si  $[A] = [B]$ , alors  $\frac{[B]}{[A]} = 1$  et  $\log \frac{[B]}{[A]} = \log 1 = 0$   
 on a alors  $\text{pH} = pK_A$

? Le domaine de prédominance de la forme B est l'ensemble des pH tels que  $[B] > [A]$ . Comparer alors le pH de la solution au  $pK_A$  du couple :  
 si  $[B] > [A]$  alors  $\frac{[B]}{[A]} > 1$  et  $\log \frac{[B]}{[A]} > \log 1 (=0)$   
 $\Rightarrow \text{pH} - pK_A = \log \frac{[B]}{[A]} > 0 \Rightarrow \text{pH} > pK_A$

? Le domaine de prédominance de la forme A est l'ensemble des pH tels que  $[A] > [B]$ . Comparer alors le pH de la solution au  $pK_A$  du couple :  
 $\text{pH} < pK_A$

Le diagramme de prédominance des espèces d'un couple A/B indique l'espèce du couple prédominante en fonction du pH de la solution :



L'espèce B peut être prédominante dans une solution acide ( $\text{pH} < 7$ ), et l'espèce A peut être prédominante dans une solution basique ( $\text{pH} > 7$ ), cela dépend du  $pK_A$  du couple !!

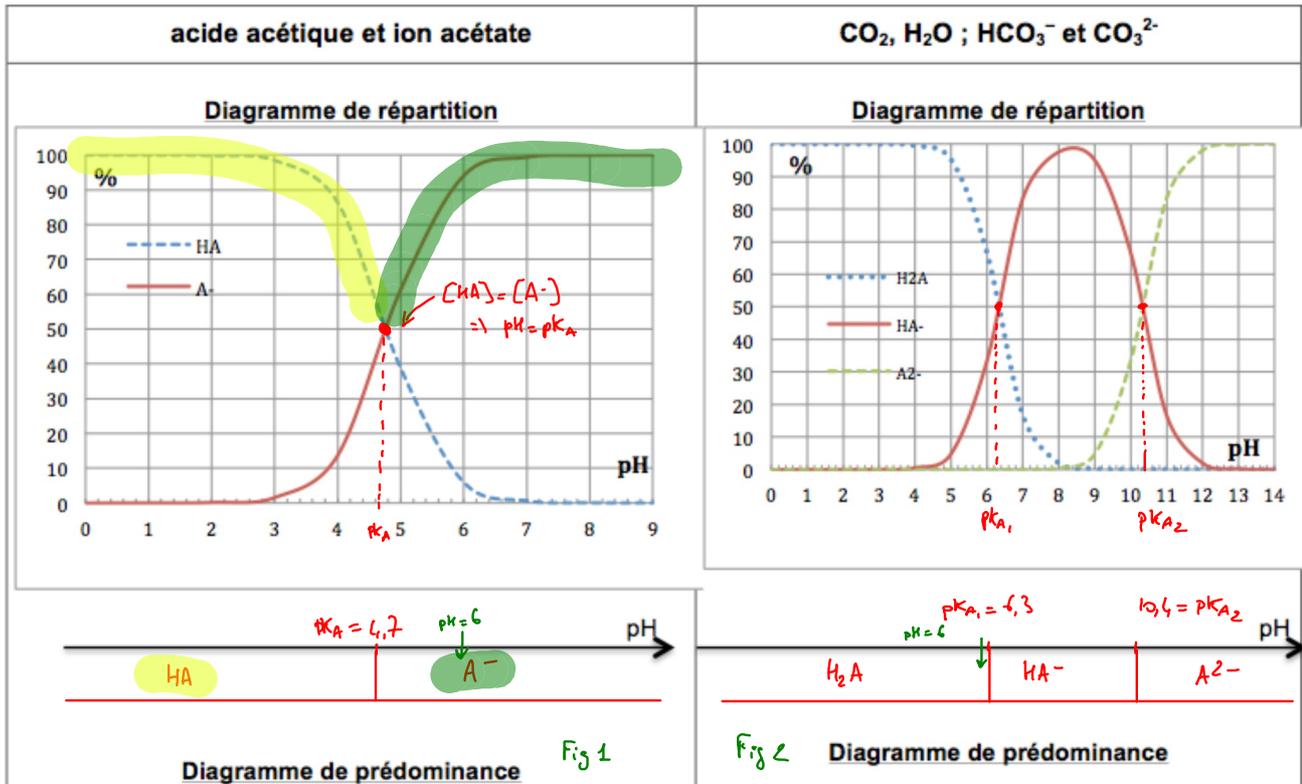
? Quelle est l'espèce prédominante du couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  ( $pK_A = 9,2$ ) dans une solution d'ammoniaque de  $\text{pH} = 8,0$  ?



$\text{pH} = 8 < pK_A \Rightarrow \text{NH}_4^+$  (forme acide) prédomine

On peut retrouver le diagramme de prédominance à partir du diagramme de distribution (ou répartition) des espèces en fonction du pH du milieu :

? Compléter les diagrammes de prédominance :



? Pour chaque couple, prévoir l'espèce prédominante à pH = 6

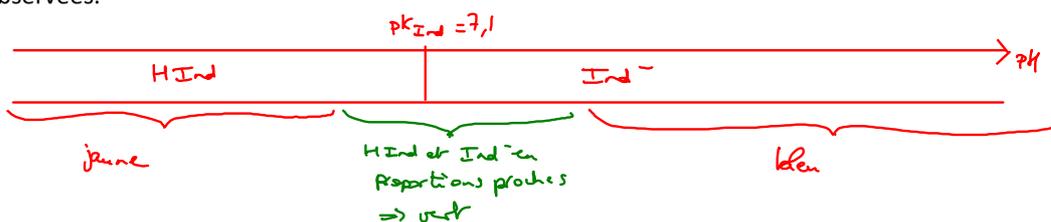
Fig 1 : A<sup>-</sup> (c.à.d. CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>)

Fig 2 : H<sub>2</sub>A (c.à.d. CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O)

## 2. Cas des indicateurs colorés acidobasiques.

- Un indicateur coloré acido-basique est une espèce qui fait partie d'un couple acide/base, noté HInd/Ind<sup>-</sup>, dont les espèces n'ont pas la même teinte.
- Une solution contenant l'indicateur coloré aura la couleur de la forme prédominante, appelée **teinte acide** ou **teinte basique**, sauf pour des valeurs de pH proches de pK<sub>A</sub> : les deux formes sont alors dans des proportions semblables, la couleur observée est une superposition des deux couleurs appelée **teinte sensible**.

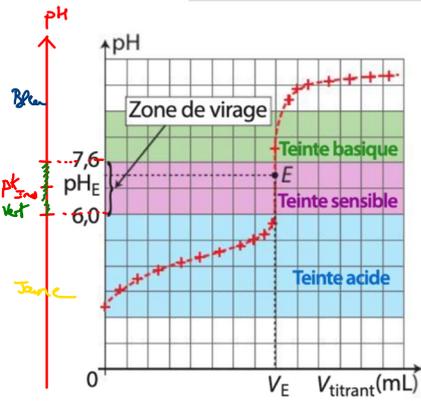
? Tracer le diagramme de prédominance du couple relatif au BBT (HInd jaune/Ind<sup>-</sup> bleu ; pK<sub>Ind</sub> = 7,1) et prévoir les couleurs observées.



Au cours d'un titrage acido-basique, la valeur du pH varie de façon importante pour  $V = V_E$ .



On peut donc détecter l'équivalence avec un indicateur coloré, à condition que sa zone de virage contienne la valeur du pH à l'équivalence  $\text{pH}_E$ .



La zone de virage du BBT est 6,0-7,6. Il est donc adapté pour ce titrage pour lequel  $\text{pH}_E = 7,0$ .



Prévoir le changement de couleur observé à l'équivalence.

À cours de ce titrage, le pH augmente : le changement de couleur correspond donc au passage de la teinte acide (jaune) à la teinte basique (bleu) de l'indicateur coloré.

Rq : au moment de l'équivalence, le pH varie de manière importante pour 1 goutte de solution titrante ajoutée. On passe donc directement du jaune au bleu, sans observer le passage par la teinte verte.

### 3. Solutions tampons.



Une solution contenant des quantités proches d'un acide faible et de sa base conjuguée est une solution tampon : son pH varie peu par ajout modéré d'acide, de base ou d'eau.

C'est grâce à de tels systèmes que le pH de l'organisme se maintient constant.