

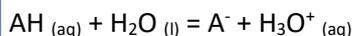


La constante d'acidité

Activité Dirigée

DOC1/ La constante d'acidité d'un couple

- L'équation de la réaction qui se produit entre l'acide AH d'un couple et l'eau s'écrit :



C'est un équilibre chimique, caractérisé par une constante d'équilibre. Cette constante d'équilibre, notée K_a , est appelée « **constante d'acidité du couple AH/A⁻** » :

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \quad \text{Comme toute constante d'équilibre, la constante d'acidité dépend uniquement de la température}$$

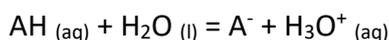
- On définit le pKa d'un couple par la relation **pKa = - log Ka**

APP1 Les couples de l'eau

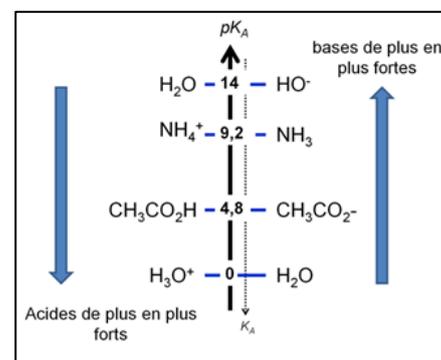
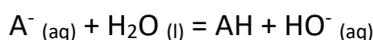
$\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$
$K_a =$	$K_a =$
$\text{p}K_a =$	$\text{p}K_a =$

DOC2/ Classement des couples acide/base

- Un acide AH est d'autant plus fort qu'il est capable de céder un proton ; sa réaction avec l'eau est fortement déplacée dans le sens direct :



- Une base A⁻ est d'autant plus forte qu'elle est capable de capter un proton ; sa réaction avec l'eau est fortement déplacée dans le sens direct :



APP2 Choisir les bonnes réponses

Plus un acide est fort :

[AH] augmente/diminue ; [A⁻] augmente/diminue ; [H₃O⁺] augmente/diminue

→ K_a augmente/diminue → pKa augmente/diminue

Plus une base A⁻ est forte

[A⁻] augmente/diminue ; [AH] augmente/diminue ; [HO⁻] augmente/diminue ; [H₃O⁺] augmente/diminue

→ K_a augmente/diminue → pKa augmente/diminue

Rappel :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = \text{cte} = 10^{-14} = K_e$$

DOC3/ Relation de Henderson-Hasselbalch

- On peut montrer que dans toute solution aqueuse acido-basique le pH de la solution est relié au pKa du couple acide /base par la relation de Henderson-Hasselbalch :

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}}$$

APP3 Retrouver la relation de Henderson en combinant la relation donnant le K_a d'un couple et celle donnant le pH d'une solution

$$K_a = \frac{[A^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq}} \rightarrow [H_3O^+]_{eq} =$$

$$\log(a \times b) = \log a + \log b$$

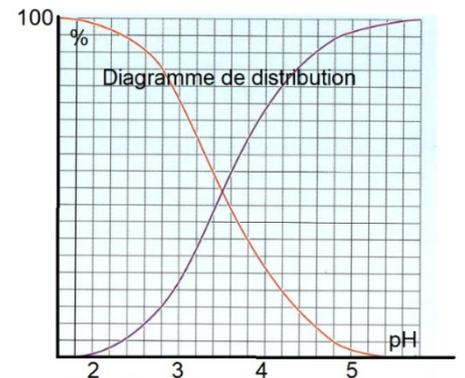
$$pH = -\log[H_3O^+]_{eq} =$$

APP4 Compléter le tableau suivant

pH

Lorsque $pH < pK_A$	Lorsque $pH = pK_A$	Lorsque $pH > pK_A$
$\log \frac{[A^-]}{[AH]} < \dots \rightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} < \dots$	$\log \frac{[A^-]}{[AH]} = \dots \rightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} = \dots$	$\log \frac{[A^-]}{[AH]} > \dots \rightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} > \dots$
$[A^-] \dots [AH]$	$[A^-] \dots [AH]$	$[A^-] \dots [AH]$
Espèce prédominante entre AH et A⁻ ??		

APPS L'aspirine est l'acide acétylsalicylique de formule $C_9H_8O_4$; on donne le **diagramme de distribution** du couple de l'acide acétylsalicylique. Ce diagramme donne la répartition des 2 formes acide et basique du couple en fonction du pH de la solution



→ Indiquer quelle courbe représente la répartition de la forme acide et quelle est celle qui représente la répartition de la forme basique

→ Réaction entre l'aspirine et l'eau :

.....

→ Expression de la constante d'acidité du couple acide/base :

→ A l'aide de la courbe, déterminer la valeur du pK_a du couple :

.....

dans l'estomac : pH = 1,5	dans le duodénum : pH = 6
Forme prédominante	
$\log \frac{[A^-]}{[AH]} = \dots \rightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} = \dots$	$\log \frac{[A^-]}{[AH]} = \dots \rightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} = \dots$
$[AH] = \dots [A^-]$	$[A^-] = \dots [AH]$

Rappel : $y = \log x \rightarrow x = 10^y$