

Séquence 1	<b>Les acides et les bases</b> Selon Bronsted	AD2
------------	--	-----

**DOC1/ Acides et bases selon Bronsted**

- On appelle « **acide au sens de Bronsted** », noté AH, toute espèce chimique (*ionique ou moléculaire*) capable de donner un proton  $H^+$  au cours d'une réaction chimique :  $AH = A^- + H^+$
- On appelle « **base au sens de Bronsted** », noté  $A^-$ , toute espèce chimique (*ionique ou moléculaire*) capable de capter un proton au cours d'une réaction chimique :  $A^- + H^+ = AH$
- Suivant les conditions expérimentales : AH se transforme en  $A^-$  ou  $A^-$  se transforme en AH. Ces deux espèces sont dites conjuguées et forment **un couple acide base AH/ $A^-$**

**APP1** Suivant les conditions expérimentales :

$CH_3CO_2H$  se transforme en  $CH_3CO_2^-$  suivant la réaction : .....

$CH_3CO_2^-$  se transforme en  $CH_3CO_2H$  suivant la réaction : .....

Ces deux espèces sont dites conjuguées et forment **un couple acide base noté** .....

**APP2** Écrire la demi-équation acido-basique associée à chaque couple suivant :

$H_2O/HO^-$	$H_3O^+/H_2O$	$NH_4^+/NH_3$	$NH_3/NH_2^-$	$C_3H_6O_3/C_3H_5O_3^-$

**APP3** Compléter les couples acide/base suivants

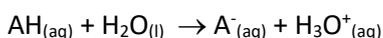
$H_2O/...$	$HNO_3/...$	$.../HS^-$	$HS^-/...$	$.../H_2O$	$.../HSO_4^-$	$.../SO_4^{2-}$
$C_2H_5OH/...$	$.../CH_3NH_2$	$HCO_3^-/...$	$.../HCO_3^-$	$.. / HPO_4^-$	$H_3PO_4^- / ...$	

**DOC2/ Réaction totale ou équilibre chimique**

Réaction totale	Equilibre chimique
$A+B \rightarrow C+D$	$A+B \rightleftharpoons C+D$ ou $A+B = C+D$
<i>La réaction ne se fait que dans un sens</i>	<i>La réaction peut se faire dans les 2 sens</i>
<i>En fin de réaction, le réactif en défaut à complètement disparu</i>	<i>En fin de réaction, il reste dans le milieu réactionnel les 4 espèces (A, B, C et D)</i>

**DOC3/ Force d'un acide**

- Lorsque la réaction entre l'acide et l'eau est totale, **on dit que l'acide est fort** :



- Lorsque la réaction entre l'acide et l'eau est un équilibre chimique, **on dit que l'acide est faible.**



**APP4** Ecrire l'équation de la réaction des acides suivants avec l'eau

Le chlorure d'hydrogène HCl (acide fort)	L'acide nitrique HNO <sub>3</sub> (acide fort)
l'acide éthanóïque CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H (acide faible)	le dioxyde de carbone dissous CO <sub>2</sub> ,H <sub>2</sub> O (acide faible)

#### DOC4/ Coefficient de dissociation

- Le caractère « faible » ou « fort » d'un acide se détermine grâce à son coefficient de dissociation :

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C} \quad (\text{où } C \text{ représente la concentration initiale de l'acide})$$

↪ si  $0 < \alpha < 1$  : l'acide est faible

↪ si  $\alpha = 1$  : l'acide est fort

Plus un acide est fort, plus le coefficient de dissociation se rapproche de 1

**APP5** On mesure le pH de deux solutions d'acide de même concentration

	Solution d'acide perchlorique HClO <sub>4</sub>	Solution d'acide benzoïque C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> H
	$C = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	
	pH = 2,6	pH = 3,4
Coefficient de dissociation		
<b>Conclusion</b>		

**APP6** On mesure le pH de solutions aqueuses d'acide éthanóïque de différentes concentrations

Solution	S1	S2	S3
C	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$4,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
pH	3,4	3,6	3,9
Coefficient de dissociation			
<b>Conclusion</b>			

#### DOC5/ L'acide fort

↪ Le coefficient de dissociation d'un acide fort est  $\alpha = 1$ . On a alors les relations :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$  ou  $\text{pH} = -\log C$   
(Relations uniquement valables dans le cas des acides forts !!)

**APP7** L'acide chlorhydrique est un **acide fort**

Concentration de la solution	$C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	
pH de la solution		<b>pH = 3,5</b>