



LES ACIDES ET LES BASES

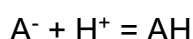
Synthèse
(2/2)

►► 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



- 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



Remarque : Un proton n'existe jamais à l'état libre. Pour qu'un acide libère un proton, il faut la présence d'une base susceptible de capter le proton libéré et inversement

- 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^-**

Exemple : suivant les conditions expérimentales :

CH_3CO_2H se transforme en $CH_3CO_2^-$ suivant la réaction : $CH_3CO_2H = CH_3CO_2^- + H^+$

$CH_3CO_2^-$ se transforme en CH_3CO_2H suivant la réaction : $CH_3CO_2^- + H^+ = CH_3CO_2H$

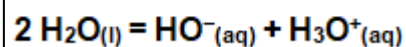
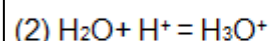
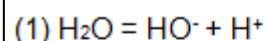
Ces deux espèces sont dites conjuguées et forment **un couple acide base $CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$**

Cas particulier de la molécule d'eau

▪ La réaction d'autoprotolyse de l'eau peut s'interpréter comme étant une réaction au cours de laquelle les molécules d'eau s'échangent un proton H^+

- Dans l'équation (1), la molécule d'eau cède un H^+ : **c'est un acide au sens de Bronsted**

- Dans l'équation (2), la molécule d'eau gagne un H^+ : **c'est une base au sens de Bronsted**



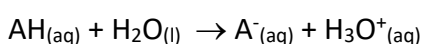
- Suivant les conditions expérimentales, la molécule d'eau peut se comporter comme un acide au sens de Bronsted (*elle est capable de donner un proton H^+*) ou comme une base au sens de Bronsted (*elle est capable de capter un proton H^+*) :

La molécule d'eau appartient à 2 couples acide/base : H_2O/HO^- et H_3O^+/H_2O

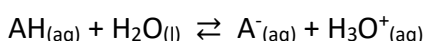
►► Forces des acides et des bases

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

- 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.



Exemples d'acides forts :	
L'acide chlorhydrique (= solution aqueuse de chlorure d'hydrogène)	$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^{+} + Cl^{-}_{(aq)}$
L'acide nitrique	$HNO_3_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^{+} + NO_3^{-}_{(aq)}$
Exemple d'acides faibles :	
Les acides carboxyliques	$R - COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^{+} + R - COO^{-}_{(aq)}$
Le dioxyde de carbone	$\underbrace{CO_2, H_2O}_{CO_2 \text{ dissous}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^{+} + HCO_3^{-}_{(aq)}$

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

$$\alpha = \frac{[H_3O^{+}]}{C} = \frac{10^{-pH}}{C} \quad (\text{où } C \text{ représente la concentration initiale de l'acide})$$



- Le coefficient de dissociation d'un acide fort est $\alpha = 1$. On a alors les relations :

$$[H_3O^{+}] = C \text{ ou } pH = -\log C \quad (\text{Relations uniquement valables dans le cas des acides forts !!})$$

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

Exemple : On donne le pH de 2 solutions d'acide de même concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

	Solution de chlorure d'hydrogène (=acide chlorhydrique)	Solution d'acide éthanóïque
Valeur du pH de la solution	pH = 2	pH = 3,4
Coefficient de dissociation de l'acide $\alpha = \frac{10^{-pH}}{C}$	$\alpha = \frac{10^{-pH}}{C} = \frac{10^{-2}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 1 = 100\%$	$\alpha = \frac{10^{-pH}}{C} = \frac{10^{-3,4}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 0,04 = 4\%$
	Le chlorure d'hydrogène est un acide fort	L'acide éthanóïque est un acide faible

Exemple : Calcul du pH de l'acide chlorhydrique (**acide fort**) suivant sa concentration:

Concentration de la solution	$C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$C = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
pH de la solution: $\text{pH} = -\log C$	$\text{pH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-2}) = 2$	$\text{pH} = -\log(2,5 \cdot 10^{-3}) = 2,6$

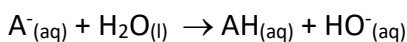
Remarque : Influence de la dilution sur le coefficient de dissociation d'un acide faible (l'acide éthanoïque)

C	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
α	$\alpha = 4 \%$	$\alpha = 5,7 \%$	$\alpha = 12,5 \%$

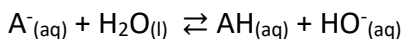
Plus un acide faible est dilué, plus son coefficient de dissociation augmente

▪ Les définitions concernant les bases fortes ou faibles sont analogues à celles concernant les acides : elles s'appuient sur la réaction d'une base avec l'eau.

- Lorsque la réaction entre la base et l'eau est totale, **on dit que la base est forte.**



- Lorsque la réaction entre la base et l'eau est équilibrée, **on dit que la base est faible.**



Exemples de bases fortes :

La soude (= solution aqueuse d'hydroxyde de sodium)	$\text{NaOH}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Na}_{(\text{aq})}^{+} + \text{HO}_{(\text{aq})}^{-}$
La potasse (= solution aqueuse d'hydroxyde de potassium)	$\text{KOH}_{(\text{s})} \rightarrow \text{K}_{(\text{aq})}^{+} + \text{HO}_{(\text{aq})}^{-}$
Exemple de bases faibles :	
L'ammoniaque (= solution aqueuse d'ammoniac)	$\text{NH}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_{4(\text{aq})}^{+} + \text{HO}_{(\text{aq})}^{-}$
L'ion carbonate	$\text{CO}_{3(\text{aq})}^{2-} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_{3(\text{aq})}^{-} + \text{HO}_{(\text{aq})}^{-}$

►► Ka et pKa d'un couple acide/base

▪ Lorsqu'un acide faible est en solution aqueuse, la forme acide du couple AH et sa forme basique A^{-} coexistent en solution puisque la réaction entre l'acide et l'eau ($\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons A^{-} + \text{H}_3\text{O}^{+}$) n'est pas totale.

- On définit la **constante d'acidité Ka** d'un couple AH/A^{-} par le rapport :
$$K_a = \frac{[A^{-}]_f \times [H_3O^{+}]_f}{[AH]_f}$$

Où $[A^{-}]_f$, $[H_3O^{+}]_f$ et $[AH]_f$ représentent les concentrations des espèces présentes dans la solution, lorsque l'équilibre est atteint (fin de la réaction à l'état macroscopique)

- On définit le **pKa** d'un couple par la relation $\text{p}K_a = -\log K_a \leftrightarrow K_a = 10^{-\text{p}K_a}$

Remarque : Pour un couple donné, les valeurs K_a et $\text{p}K_a$ ne dépendent que de la température.

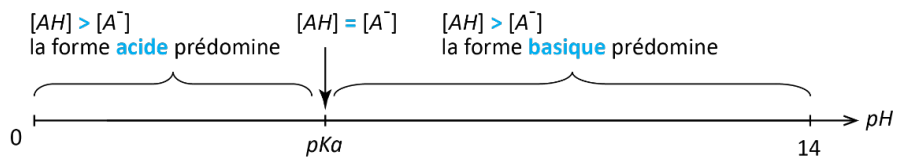
►► Domaine de prédominance

▪ Pour un couple acide/base faible une solution aqueuse, on a vu que la forme acide AH et la forme basique A⁻ coexistent en solutions. C'est le pH de la solution qui détermine laquelle de ces deux formes prédomine sur l'autre (*prédominer signifie : avoir la concentration la plus élevée*).

Lorsque $[A^-] = [AH]$: $K_a = \frac{[A^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[AH]_f} = [H_3O^+]_f \rightarrow pK_a = -\log K_a = -\log [H_3O^+] = pH$

- Le pKa d'un couple acide/base est la valeur du pH de la solution dans laquelle les formes acide et basique du couple ont la même concentration : $[AH]_f = [A^-]_f \Leftrightarrow pH = pK_a$

- Les espèces prédominent suivant le diagramme de prédominance suivant :



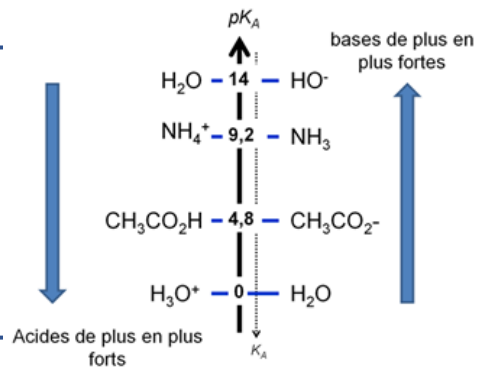
►► Classement des couples

Plus un acide AH est fort, plus il se dissocie en présence d'eau : l'équilibre chimique est déplacé dans le sens direct, sens de la dissociation ($AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$)

Plus la concentration en ions H₃O⁺ est importante $\hookrightarrow K_a = \frac{[A^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[AH]_f} \uparrow$ car $[H_3O^+] \uparrow$

- Plus un acide est fort : plus la constante d'acidité K_a du couple est grande \hookrightarrow plus son pK_a est petit

- Plus une base est forte : plus la constante d'acidité K_a du couple est petite \hookrightarrow plus son pK_a est grand



►► Solutions tampons

- Une solution tampon est une solution qui maintient approximativement le même pH

- malgré l'addition de petites quantités d'un acide ou d'une base
- malgré une dilution.

Une solution tampon peut être préparée en réalisant un mélange équimolaire (=même quantité de matière) d'un acide faible et de sa base conjuguée. Le pH de la solution tampon obtenue est alors proche du pK_a du couple.

Remarque : le sang est une solution tampon naturelle. Son pH est quasiment constant (pH_{sang} = 7,4).

ANNEXE

Coefficient de dissociation d'un acide



Notons :

$n_{AH(initial)}$: la quantité de l'acide introduit initialement

$n_{AH(final)}$: la quantité de l'acide présent à l'équilibre (*état final de la réaction entre l'acide et l'eau*)

La quantité d'acide qui s'est dissociée est donc $n_{AH(dissocié)} = n_{AH(initial)} - n_{AH(final)}$

On appelle « coefficient de dissociation » de l'acide : $\alpha = \frac{n_{AH(dissocié)}}{n_{AH(initial)}}$

D'après l'équation de la réaction $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$:

- lorsque 1 mol de AH disparaît, 1 mol d'ions H_3O^+ apparaît $\hookrightarrow n_{AH(dissocié)} = n_{H_3O^+(final)}$

$$\text{On a alors: } \alpha = \frac{n_{AH(dissocié)}}{n_{AH(initial)}} = \frac{n_{H_3O^+(final)}}{n_{AH(initial)}} = \frac{\frac{n_{H_3O^+(final)}}{V_{solution}}}{\frac{n_{AH(initial)}}{V_{solution}}} = \frac{[H_3O^+]}{C}$$

ANNEXE

Coefficient de dissociation d'un acide fort



Dans le cas des acides forts, on considère alors que la réaction entre AH et l'eau est totale. La quantité de l'acide AH restant dans l'état final est ultra faible, et donc indétectable :

$n_{AH(final)} = 0$; tout l'acide c'est dissocié $n_{AH(dissocié)} = n_{AH(initial)}$

$$\alpha = \frac{n_{AH(dissocié)}}{n_{AH(initial)}} = \frac{n_{AH(initial)}}{n_{AH(initial)}} = 1$$

$$\text{Or } \alpha = \frac{[H_3O^+]}{C}$$

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C} = 1 \hookrightarrow [H_3O^+] = C$$

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = -\log C$$