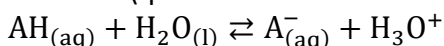


Fiche 2 : Forces des acides et des bases

1. Acides forts et acides faibles

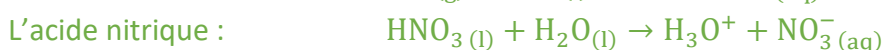
Un acide (que nous noterons « AH ») réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



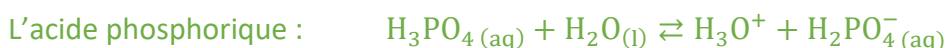
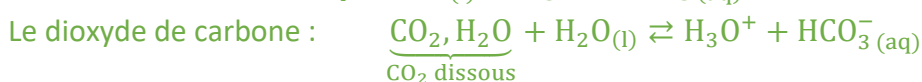
Remarque : cette équation permet d'expliquer que l'ajout d'une espèce acide fasse baisser le pH d'une solution, puisque la réaction entre l'acide et l'eau produit des ions H_3O^{+} .

- 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 équilibrée, **on dit que l'acide est faible.**

Exemples d'acides forts :



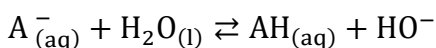
Exemple d'acides faibles :



2. Bases fortes et bases faibles

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.

Une base (que nous noterons « A⁻ ») réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



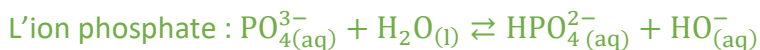
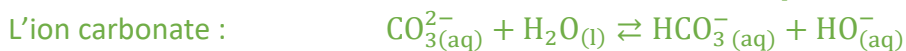
Remarque : cette équation permet d'expliquer que l'ajout d'une espèce basique augmente le pH d'une solution. En effet : la réaction ci-dessus produit des ions HO^{-} . Or l'autoprotolyse de l'eau assure que le produit $[\text{HO}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]$ soit constant : il s'ensuit une diminution de $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ soit une augmentation du pH.

- 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 :



Exemples de bases faibles :



3. 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 $\text{AH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{A}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+$ n'est pas totale.

- 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. On peut écrire cela sous la forme synthétique :

$$\text{pH} = \text{pKa} \Leftrightarrow [\text{AH}]_f = [\text{A}^-]_f$$

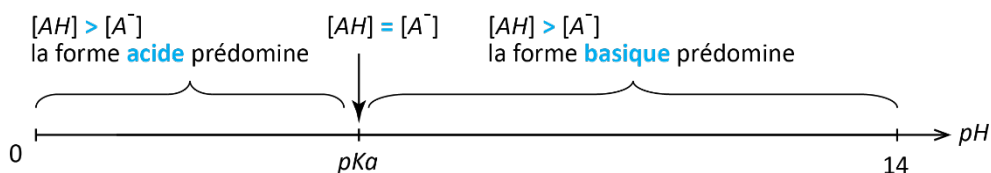
Propriété importante du pKa :

- Pour un couple donné, pKa ne dépend que de la température. Le pKa est indépendant des espèces chimiques dissoutes et de leurs concentrations.

4. Domaines 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).

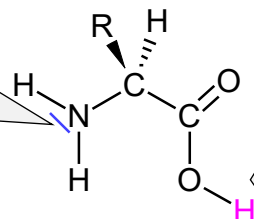
Ceci peut être résumé au moyen d'un diagramme de prédominance :



5. Exemple des acides α -aminés

Les acides α -aminés sont des molécules possédant une fonction acide carboxylique (groupe $-\text{COOH}$) et une fonction amine (groupe $-\text{NH}_2$). Or le groupe carboxyle confère à la molécule un caractère acide, tandis que le groupe amino lui confère un caractère basique :

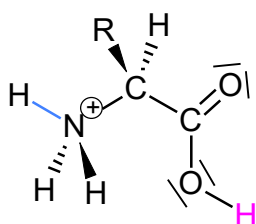
Ce doublet non liant fait de l'atome d'azote qui le porte un site accepteur de proton, ce qui confère à la molécule un caractère basique.



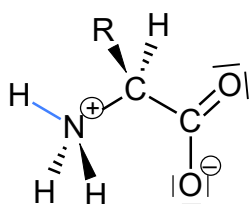
Ce proton est faiblement lié à l'atome d'oxygène vu l'électronégativité de ce dernier. Il peut donc être cédé, ce qui confère un caractère acide à la molécule.

En solution aqueuse, un acide α -aminé existe donc sous trois formes :

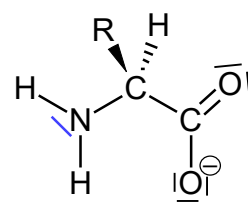
La forme la plus acide :



La forme amphotère :



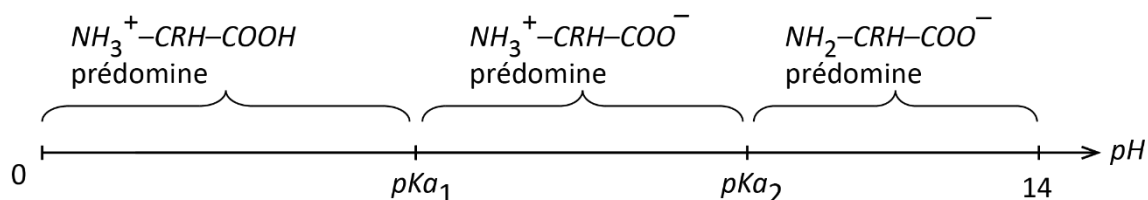
La forme la plus basique :



L'acide α -aminé appartient donc à deux couples ayant chacun un pK_a :

- couple 1 : $\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CRH} - \text{COOH} / \text{H}_2\text{N}^+ - \text{CRH} - \text{COO}^-$
- couple 2 : $\text{H}_2\text{N}^+ - \text{CRH} - \text{COO}^- / \text{H}_2\text{N} - \text{CRH} - \text{COO}^-$

Le diagramme de prédominance en solution comporte donc trois domaines :



6. 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 ($\text{pH}_{\text{sang}} = 7,4$).