

Chapitre 13 : Acides et bases faibles.

1) Rappels de première.

a) Notations :

Définition

On note **C** la concentration en soluté apporté et **[X]** la concentration de l'espèce X réellement en solution.

b) Définition du pH.

L'ion oxonium H_3O^+ est l'espèce chimique responsable de l'acidité d'une solution.

De sa concentration dépend le pH de la solution : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

La concentration est exprimée en mol.L^{-1} et le pH n'a pas d'unité.

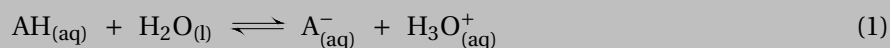
D'autre part, ces relations ne sont valables que si la concentration en ion oxonium est inférieure à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

c) Définition d'un acide et d'une base.

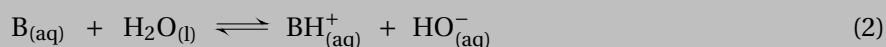
Définition

Selon Brønsted :

- Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs proton(s).



- Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs proton(s).



Notion de couple acido-basique :

Propriété

Dès qu'un acide a perdu un proton, il devient une nouvelle espèce chimique capable d'en capter, donc une base ! qu'on appelle sa base conjuguée.

D'où le couple : acide/base

d) Acide fort ou faible ?

- Acide fort :

Définition

Un acide est dit fort s'il réagit totalement avec l'eau.

Exemple : acide chlorhydrique :

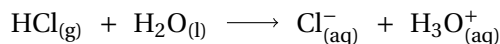


Tableau d'avancement :

n (mol)	HCl	H ₂ O	H ₃ O ⁺	Cl ⁻	x
EI	C.V	Excès	0	0	$x_i = 0$
en cours	$\text{C.V} - x$	Excès	$+x$	$+x$	x
EF	$\text{C.V} - x_f$	Excès	$+x_f$	$+x_f$	x_f
Au maximum	$\text{C.V} - x_M = 0$	Excès	$+x_M = \text{C.V}$	$+x_M = \text{C.V}$	$x_M = \text{C.V}$

- Acide faible :

Définition

Un acide est faible si sa réaction avec l'eau n'est pas totale.

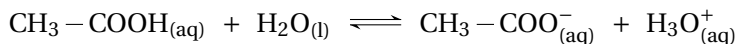


Tableau d'avancement :

n (mol)	CH ₃ – COOH	H ₂ O	H ₃ O ⁺	CH ₃ – COO [–]	x
EI	C.V	Excès	0	0	$x_i = 0$
en cours	C.V – x	Excès	+x	+x	x
EF	C.V – $x_f \neq 0$	Excès	$+x_f < \text{C.V}$	$+x_f < \text{C.V}$	$x_f < \text{C.V}$
Au maximum	C.V – $x_M = 0$	Excès	$+x_M = \text{C.V}$	$+x_M = \text{C.V}$	$x_M = \text{C.V}$

Exemples de couples acide/bases faibles :

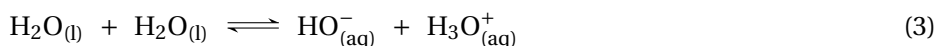
Acide lactique / ion lactate : CH₃CHOHCOOH/CH₃CHOHCOO[–] ;

Acide pyruvique / ion pyruvate : CH₃COCOOH/CH₃COCOO[–] ;

Dioxyde de carbone / ion hydrogénocarbonate : CO₂,H₂O/HCO₃[–]

e) Produit ionique de l'eau.

L'eau est à la fois un acide et une base selon l'équation :



On lui associe le **produit ionique de l'eau** : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} \times [\text{HO}^-]_{eq} = 10^{-14}$ à 25 degrés.

Ce qui explique que pour l'eau pure (autant acide que basique : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} = [\text{HO}^-]_{eq}$) on ait $pH = 7$.

On définit également : $pK_e = -\log K_e = 14$ (voir ci-dessous).

2) Autre formulation du pH.

En écriture scientifique, une concentration s'écrit : $[\text{H}_3\text{O}^+] = a.10^b$ où b est un entier.

Mais, on peut aussi l'écrire sous la forme : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^d$ où d n'est plus entier.

En général, les concentrations de solutions acides sont inférieures à 1 mol.L⁻¹ donc $d < 0$.

Quelques exemples : $10^{3,3} = 2.10^3$; $10^{-2,7} = 2.10^{-3}$; $10^{-3,3} = 5.10^{-4}$

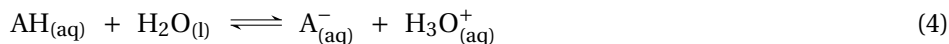
Avec la calculatrice, il est facile de calculer 10^d pour trouver $a.10^b$, mais qu'en est-il de l'autre sens? C'est à dire comment trouver d quand on connaît $a.10^b$?

Il s'agit de la fonction log : logarithme décimal.

$$\text{Donc : } d = \log(a.10^b)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} \text{ ou encore : } pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

3) Constante d'acidité.



On associe à l'équation (4) une constante appelée constante d'acidité telle que :

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_{eq} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{[\text{AH}]_{eq}} \quad (5)$$

Cette constante d'acidité est particulière à chaque **couple acide-base**.

Au numérateur de ce rapport figurent les concentrations des produits de la réaction, alors que les concentrations des réactifs se trouvent au dénominateur.

Donc si l'acide est assez fort, l'équation (4) a plutôt lieu dans le sens direct et dans ce cas les concentrations des produits sont plutôt grandes et les concentrations des réactifs faibles : ainsi K_a sera élevé.

Inversement, si l'acide est plutôt faible, la constante d'acidité K_a sera plutôt faible.

Propriété

Un acide est donc d'autant plus fort que sa constante d'acidité K_a est grande.

L'équation (5) peut aussi être écrite sous la forme :

$$-\log K_a = -\log \left(\frac{[A^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq}} \right)$$

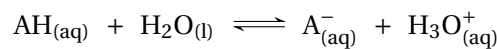
$$\text{soit : } -\log K_a = -\log \left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} \right) - \log [H_3O^+]_{eq}$$

$$\text{Or } -\log K_a = pK_a \text{ et } -\log [H_3O^+]_{eq} = pH$$

Donc :

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} \right) \quad (6)$$

4) Domaine de prédominance.



Cette réaction chimique est régie par la relation (6) : $pH = pK_a + \log \left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} \right)$

- Si $pH = pK_a$ alors : $\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} = 1$

L'acide et sa base conjuguée sont en concentrations égales, il n'y a pas prédominance de l'un sur l'autre.

- Si $pH = pK_a - 1$ alors : $\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} = 0,1$

Dans ce cas : $[A^-]_{eq}$ est dix fois plus petite que $[AH]_{eq}$

L'acide prédomine !

- Si $pH = pK_a + 1$ alors : $\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} = 10$

Dans ce cas : $[A^-]_{eq}$ est dix fois plus grande que $[AH]_{eq}$

La base prédomine !

Pour résumer :

- L'acide domine si $pH < pK_a$
- La base domine si $pH > pK_a$

