

C1 - RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES

1 Le pH

Le pH d'une solution est un nombre compris entre 0 et 14.

Pour un pH compris entre 0 et 7, la solution est dite **acide**. Si le pH est au-dessus de 7, elle est **basique**. Si le pH est égal à 7, elle est dite **neutre**.

Le pH correspond à la concentrations en ions H_3O^+ présents dans la solution. La relation mathématique entre ces deux grandeurs est :

$$pH = -\log([H_3O^+]) \quad (1)$$

On peut évidemment trouver la valeur de la concentration en H_3O^+ à partir du pH en "retournant" l'équation précédente :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad (2)$$

Ces relations ne sont toutefois valables que pour des concentrations en ions H_3O^+ inférieures à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

On peut avoir une indication de la valeur du pH grâce à du papier pH. Pour avoir une mesure aussi précise que possible de cette grandeur (à 0,1 près), on utilise un pH-mètre.

2 Acides et bases

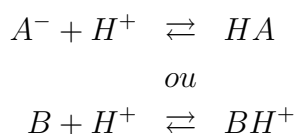
C'est au chimiste danois Brønsted que l'on doit la compréhension des mécanismes acido-basiques.

Un acide (souvent noté HA) est une espèce chimique susceptible de libérer un ou plusieurs proton H^+ (qui devient H_3O^+ en solution aqueuse). Un acide fait donc diminuer la valeur du pH d'une solution. On peut symboliser cette transformation par une demi-équation acido-basique :



Exemples d'acides : acide chlorhydrique HCl, acide éthanoïque CH_3COOH , ions ammonium NH_4^+ , acide citrique $C_6H_8O_7$, acide ascorbique $C_6H_8O_6$ (vitamine C).

Une base (souvent notée A^- ou B) est une espèce chimique susceptible de capter un proton H^+ . Lorsqu'une base est mise en solution, la valeur du pH augmente donc. On peut symboliser cette transformation par une demi-équation acido-basique :



Exemples de bases : Ammoniac NH_3 , ion éthanoate CH_3COO^- , ion hydroxyde HO^- , ion hydrogénocarbonate HCO_3^- et potasse KOH.

Il peut arriver qu'une espèce soit à la fois un acide et un base : on parle alors d'ampholyte ou d'espèce amphotère

3 Couples acido-basiques

Lorsqu'on peut passer d'une espèce à une autre par simple perte (ou gain) de proton, on parle de couple acido-basique. Les deux entités du couples sont dites *conjuguées*.

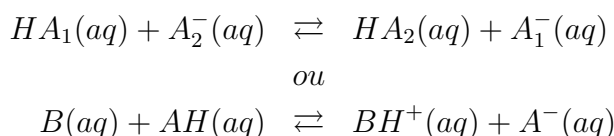
Dans les deux demi-équations vues précédemment apparaît un couple acido-basique : HA/A^-

Un couple acido-basique se note toujours acide/base.

4 Réactions acido-basiques

Une réaction acido-basique est une réaction chimique entre une base d'un couple acido-basique et un acide d'un autre couple. Cette réaction est donc un échange de proton.

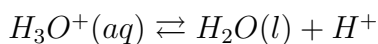
Equation générale :



5 Le cas particulier de l'eau

L'eau participe à deux couples acido-basiques. C'est un ampholyte.

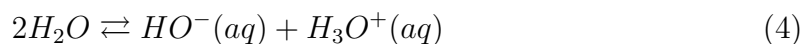
– H_3O^+ / $H_2O(l)$ - dans ce couple l'eau est une base.



– H_2O / $HO^-(aq)$ - dans ce couple l'eau est un acide.



Il peut donc y avoir une réaction de l'eau sur elle-même, appelée autprotolyse de l'eau



La constante de cette réaction est appelée **produit ionique de l'eau** et notée K_e .

$$K_e = [H_3O^+]_f [HO^-]_f \quad (5)$$

La valeur de cette constante est fixée à une température donnée.
A 20°C, elle vaut 10^{-14} .

6 Forces des acides et des bases

6.1 Définitions

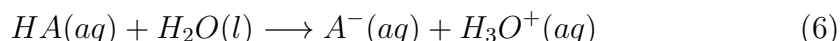
Une réaction est totale si l'un des réactifs a été entièrement consommé par cette réaction. On parle alors de réactif limitant. On note dans ce cas la réaction avec une flèche simple \longrightarrow .

Une réaction est limitée si aucun des réactifs n'a été entièrement consommé par cette réaction. On la note alors avec une double flèche \rightleftharpoons .

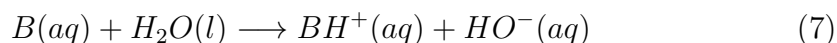
On parle parfois de réaction "quasi-totale". En effet, il peut rester une partie (infime et négligeable) du réactif limitant. Ce terme devra pour l'instant être considéré comme équivalent à "totale".

6.2 Acides et bases fort ou faibles

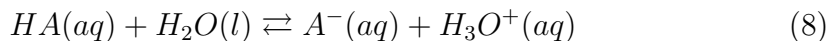
- Un acide est fort si sa réaction avec l'eau est totale.



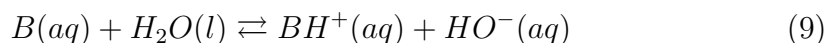
- Une base est forte si sa réaction avec l'eau est totale.



- Un acide est faible si sa réaction avec l'eau est limitée.



- Une base est faible si sa réaction avec l'eau est limitée.



7 Calculs de pH

Si un acide fort de concentration c_A est introduit dans l'eau, chaque molécule d'acide va donner un ion H^+ . Donc on aura

$$[H_3O^+]_f = c \quad \text{et} \quad pH = -\log(c)$$

Si une base forte de concentration c_B est introduite dans l'eau, chaque molécule de base va donner un ion OH^- .

Donc on aura

$$[OH^-]_f = c_B$$
$$[H_3O^+]_f = \frac{K_e}{c_B} \quad \text{et} \quad pH = -\log\left(\frac{K_e}{c_B}\right)$$

Ces relations sont valables pour des concentrations comprises entre 10^{-6} et $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

8 Réactions

Espèce 1	Espèce 2	Caractère de la réaction
Acide fort	Base forte	totale et exothermique
Acide faible	Base forte	totale
Acide fort	Base faible	totale
Acide faible	Base faible	limitée