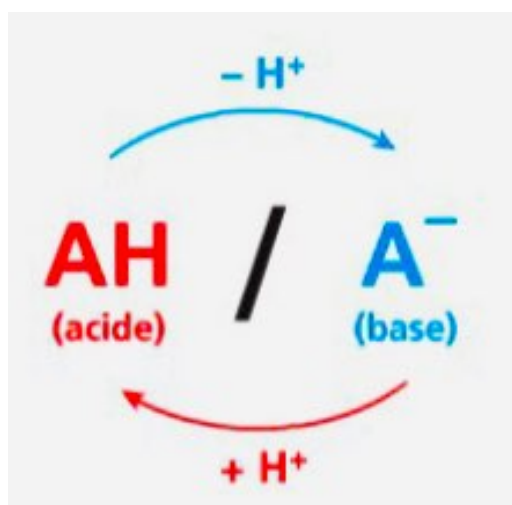




C1

Transformations acide-base

- I. Couple acide-base
- II. Réaction acide-base
- III. pH et concentration en ion oxonium



C1 - TRANSFORMATIONS ACIDE-BASE

I. Couple acide-base

1. Définition d'un acide ou d'une base selon Brønsted (1923)

Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un ion hydrogène H^+ , aussi appelé proton.

Une base est une espèce chimique capable de capter au moins un ion hydrogène H^+ .

Application :

- Montrer que l'acide éthanoïque, de formule CH_3COOH , est un acide au sens de Brønsted.
- Montrer que l'ammoniac, de formule NH_3 , est une base au sens de Brønsted.
- Montrer que l'eau, de formule H_2O , est à la fois un acide et une base au sens de Brønsted

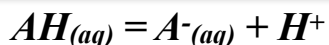
☝ Une espèce capable de céder mais aussi de capter un ou plusieurs ions H^+ est appelée une espèce amphotère (adjectif) ou un ampholyte (nom). L'eau possède un caractère amphotère.

Remarques :

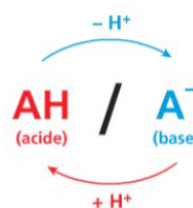
- Les protons H^+ ne peuvent pas être libres en solution, il ne faudra donc pas dire qu'une solution contient des protons H^+ !
- Il ne faut pas confondre un acide et une solution acide : si la molécule CH_3COOH est un acide, une solution dans laquelle on a introduit CH_3COOH peut être acide ou basique selon la quantité introduite et/ou la nature des autres espèces présentes en solution.

2. Couple acide-base

Un couple acide/base noté AH/A^- est défini par la demi-équation protonique



L'acide AH et la base A^- sont conjugués



Remarque : Une demi-équation est une équation chimique fictive. C'est à dire que son unique rôle est de comprendre ce qui se passe dans le milieu réactionnel au niveau microscopique.

Une équation chimique modélise la transformation de molécules (ou d'atomes) lors d'une réaction, au niveau macroscopique.

Application :

- Ecrire le couple que forme l'acide éthanoïque avec l'ion éthanoate.
- Ecrire le couple que forme l'ammoniac avec l'ion ammonium.
- Ecrire les deux couples de l'eau.

3. Lien entre la structure et le caractère acido-basique d'une espèce

La formule semi-développées ou le schéma de Lewis d'une molécule montre si une liaison $R-H$ est polarisée et donc si l'hydrogène peut facilement être libéré et capté par une base.

Application :

- Compléter le tableau suivant :

Schéma de Lewis de couples acide/base d'espèces chimiques à connaître

Acide selon Brönsted	Base selon Brönsted
Acide carboxylique R—COOH	Ion carboxylate R—COO ⁻
Ion ammonium R'—NH ₄ ⁺	Amine R'—NH ₂
Molécule d'eau H ₂ O	Ion hydroxyde HO ⁻
Ion oxonium H ₃ O ⁺	Molécule d'eau H ₂ O

II. Réaction acido-basique

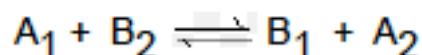
Le formalisme acido-basique de Brönsted permet de modéliser certaines transformations chimiques au moyen d'un transfert de proton(s). L'équation qui schématise la transformation implique toujours un acide et une base de deux couples acido-basiques.

De façon générale, l'acide du premier couple donne au moins un proton H⁺ à la base du deuxième couple.

Cet échange conduit à la formation de la base conjuguée du premier couple et de l'acide conjugué du deuxième couple.

Soit deux couples acide / base : **A₁** / **B₁** et **A₂** / **B₂**

La réaction de l'acide **A₁** sur la base **B₂** est :



\rightleftharpoons signifie que la réaction est un équilibre, c'est à dire qu'elle peut se produire dans les deux sens (direct et inverse). A l'état final, le milieu réactionnel est constitué de réactifs et de produits.

Dans certain cas, la réaction sera dite totale (ex : les titrages). C'est à dire qu'elle sera finie lorsqu'au moins un réactif sera en défaut (quantité nulle à l'état final). On symbolisera ces réactions avec une \rightarrow

Remarque : le proton échangé H⁺ est purement formel et n'existe pas seul en solution. Dans l'équation de réaction, contrairement aux demi-équations, il n'apparaît pas (comme l'électron dans les réactions d'oxydoréductions...).

Application :

- Ecrire la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau, qui est une réaction équilibrée.

III. pH et concentration en ion oxonium

Définition du pH

En 1893, le chimiste danois Søren Sørensen propose de définir une grandeur qui traduit l'acidité d'un milieu, le pH (potentiel en ions hydrogène) :

$$pH = -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ} \right)$$

pH sans unité
[H₃O⁺] : concentration en ion oxonium en mol.L⁻¹
c[°] : concentration standard égale à c[°] = 1 mol.L⁻¹

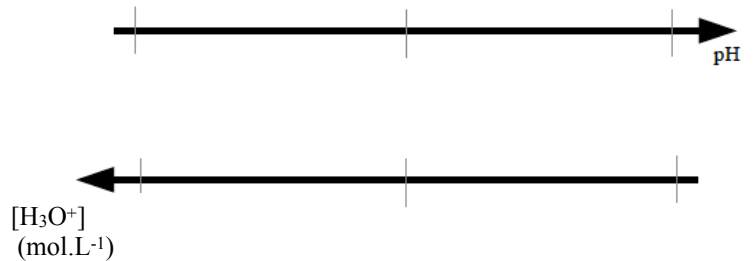
On a aussi réciproquement :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \times c^\circ$$

Le pH en phase aqueuse au quotidien

Substance	pH approximatif
	0
Drainage minier acide (DMA)	<1,0
Acide d'un accumulateur ou batterie	<1,0
Acide gastrique	2,0
Jus de citron	2,4 - 2,6
Cola ¹	2,5
Vinaigre	2,5 - 2,9
Jus d'orange ou de pomme	3,5
Bière	4,5
Café	5,0
Thé	5,5
Pluie acide	< 5,6
Lait	6,5
Eau pure	7,0
Salive humaine	6,5 - 7,4
Sang	7,38 - 7,42
Eau de mer	8,0
Savon	9,0 à 10,0
	11,5
Chaux	12,5
	14,0

pH et [H₃O⁺] en solution aqueuse à 25°C
(à compléter)



Remarque : L'incertitude sur la mesure du pH est de l'ordre de 0,05 unité, ce qui correspond à une incertitude relative sur la concentration en ions H₃O⁺ relativement importante (de l'ordre de 10 %).

Aussi toute concentration déduite d'une mesure de pH ne peut être exprimée qu'avec 2 chiffres significatifs au plus.

Application :

- Calculer le pH d'une solution aqueuse de concentration en ion oxonium [H₃O⁺] = 2,2.10⁻³ mol.L⁻¹
- Quelle est la concentration en ion oxonium dans une solution dont le pH est de 12 ?