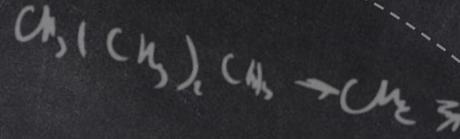




Séquence 1 – Réaction acides-base et notion de pH



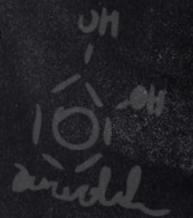
K_2CO_3 ? H_2SO_4
 CH_3CO_2H
 $O=C=O$ - $CH_2=CH_2$?
 O
pour les produits
 CH_3CO_2H CH_3

Plan

- I. Définition d'un acide et de sa base conjuguée
- II. L'eau, une espèce amphotère
- III. Pourquoi une espèce chimique est-elle acide ?
- IV. Formule semi-développée
- V. Schémas de Lewis
- VI. Écriture d'une réaction acide base
- VII. Le potentiel Hydrogène - pH



chaleur →
condensation
CPS
travaux





I. Définition d'un acide et de sa base conjuguée

En première : Réaction d'oxydoréduction entre un oxydant et un réducteur par échange d'électrons.

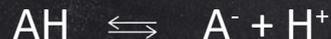
Une réaction acide-base est un échange d'ions Hydrogène H^+ (protons) entre une espèce acide d'un couple et une espèce basique d'un autre couple.

Acide : Espèce chimique capable de céder des ions hydrogène H^+
Base : Espèce chimique capable de capter des ions hydrogène H^+

Acide et bases
de Brønsted

Couple Acide base noté : AH / A^-

Écriture d'une demi - équation : Acide \rightleftharpoons Base + ion hydrogène





II. L'eau, une espèce amphotère

Différents couples acides - base

Couples acide - base de l'eau



L'eau est une base...



...mais aussi un acide !

L'eau présente un caractère amphotère, elle peut être une base mais aussi un acide.

Remarque : Une espèce chimique peut être capable de libérer plusieurs protons H^+
Exemple de diacide, l'acide carbonique de formule H_2CO_3



Couple : $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$



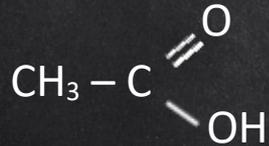
Couple : $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$



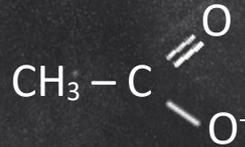
IV. Formule semi-développée

Formule semi-développée : Consiste à représenter une molécule sans faire apparaître les liaisons avec les atomes d'hydrogène

Formule semi-développée de l'acide éthanoïque et sa base conjuguée l'ion éthanoate



acide éthanoïque



ion éthanoate



V. Schémas de Lewis

Rappel sur les schémas de Lewis : Consiste à représenter les entités chimiques avec leurs doublets liants et non liants

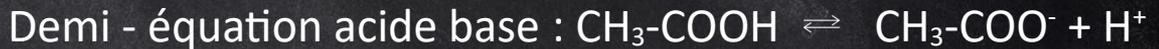
Méthode :

- ☞ Dénumbrer le nombre d'électrons de valence (électron de la couche externe) des différents atomes qui composent la molécule / l'ion polyatomique
- ☞ Si c'est un ion, enlever ou rajouter un certain nombre d'électrons en fonction de la charge
- ☞ Représenter la formule développée ou semi-développée de la molécule/ion et ajouter les doublets non liants pour que chaque atome complète sa couche électronique externe (respecte la règle de l'octet/duet)
- ☞ Vérifier que le nombre de doublets correspond au calcul effectué précédemment



V. Schémas de Lewis

Exemple pour l'ion éthanoate



Structure électronique des atomes :

H : $1s^1$

→ 1 électron de valence

C : $1s^2 2s^2 2p^2$

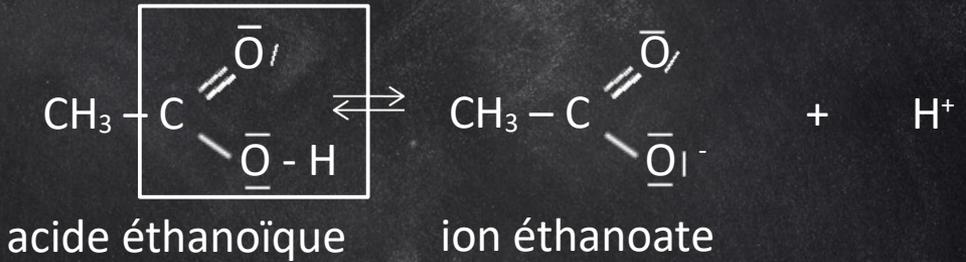
→ 4 électrons de valence

O : $1s^2 2s^2 2p^4$

→ 6 électrons de valence



On y ajoute la charge négative portée par l'ion : 1 électron.
 L'acide éthanoïque possède donc 24 électrons de valence :
 12 doublets

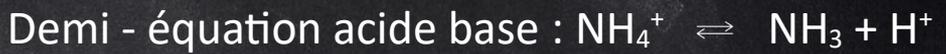


Du fait de la différence d'électronégativité importante entre O et H, la liaison O-H est fortement polarisée et les acides carboxyliques peuvent libérer un proton H^+ , ce sont bien des acides



V. Schémas de Lewis

Exemple pour l'ion ammonium NH_4^+



Structure électronique des atomes :



1 électron de valence

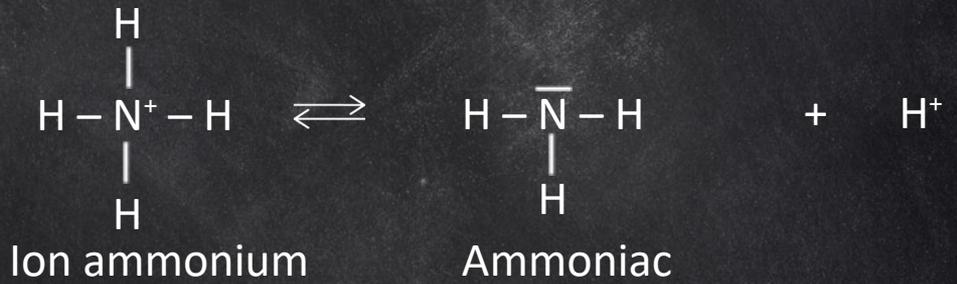


5 électrons de valence



4 + 5 = 9 électrons de valence

L'ion porte une charge positive : il a perdu 1 électron. L'ion ammonium possède donc 8 électrons de valence : 4 doublets



Une amine, comme NH_3 , possède bien une liaison N-H polarisée mais la différence d'électronégativité est faible, l'hydrogène n'est que très peu acide. Par contre le doublet non-liant sur l'azote N lui permet de capter un proton H^+ : Les amines sont donc des bases



VI. Écriture d'une réaction acide base

Une réaction acide-base est un échange de protons entre une espèce acide d'un couple et une espèce basique d'un autre couple.

Exemple pour nos deux couples précédents : Écrire l'équation acide base entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac.

Couple : $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

Demi - équation acide base : $\text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}^+$

Couple : $\text{CH}_3\text{-COOH} / \text{CH}_3\text{-COO}^-$

Demi - équation acide base : $\text{CH}_3\text{-COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}^+$

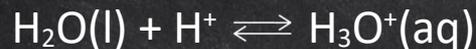
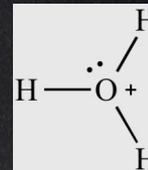
L'équation de la réaction est donc :





VII. Le potentiel Hydrogène - pH

Un proton n'existe pas sous sa forme H^+ en solution. Lorsqu'un acide libère un proton en solution aqueuse, ce proton se lie à une molécule d'eau pour former un ion oxonium H_3O^+ :



Le potentiel Hydrogène, appelé pH, est lié à la concentration des ions H_3O^+ par la relation :

$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_0}$$

Concentration des ions H_3O^+ en mol/L

Fonction logarithme :
touche log sur la
calculatrice

C_0 est une constante :
c'est la concentration de
référence prise à 1 mol/L



$$\begin{array}{ccc} \times(-1) & \left[\begin{array}{c} pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_0} \\ \Leftrightarrow -pH = \log \frac{[H_3O^+]}{C_0} \end{array} \right] & \times(-1) \\ 10^{\wedge} & \left[\begin{array}{c} \\ \Leftrightarrow 10^{-pH} = 10^{\log \frac{[H_3O^+]}{C_0}} \end{array} \right] & 10^{\wedge} \\ \times C_0 & \left[\begin{array}{c} \Leftrightarrow 10^{-pH} = \frac{[H_3O^+]}{C_0} \\ \Leftrightarrow C_0 \times 10^{-pH} = [H_3O^+] \end{array} \right] & \times C_0 \end{array}$$



VII. Le potentiel Hydrogène - pH

Quelques propriétés de la fonction logarithme décimale « log »

$$\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)$$

$$\log\left(\frac{a}{b}\right) = \log(a) - \log(b)$$

$$\log(a)^b = b \times \log(a)$$

La fonction log en physique sert essentiellement à ramener des nombres très élevés ou très petits à des valeurs plus « classiques ». Ainsi, si des valeurs varient entre 10^{-5} et 10^5 , le logarithme de ces valeurs variera entre -5 et 5

L'inverse de la fonction $\log(x)$ est la fonction « 10^x »

$$10^{\log(a)} = a \quad \text{et} \quad \log(10^a) = a$$

$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_0} \Leftrightarrow [H_3O^+] = C_0 \times 10^{-pH}$$



VII. Le potentiel Hydrogène - pH

La relation précédente est valable pour des concentrations en ions H_3O^+ comprises entre :

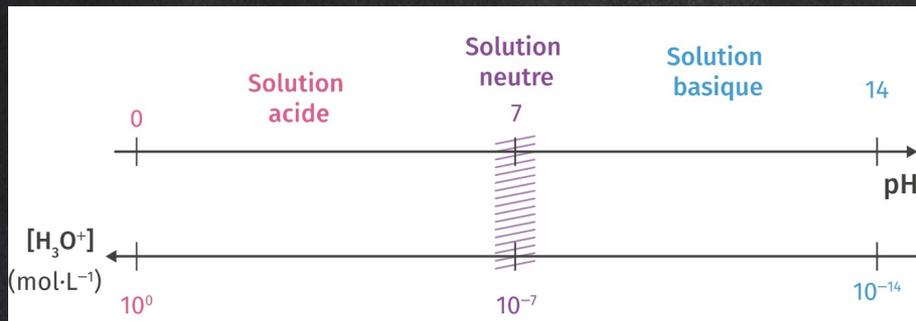
- ☞ $[H_3O^+] = 1 \text{ mol/L}$
- ☞ $[H_3O^+] = 10^{-14} \text{ mol/L}$

Les valeurs extrémales pour le pH sont donc :

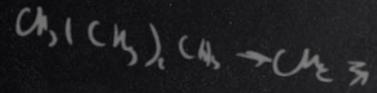
$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_0} = -\log \frac{1}{1} = -\log(1) = 0$$

$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_0} = -\log \frac{10^{-14}}{1} = -\log(10^{-14}) = 14$$

Le pH en solution aqueuse est compris entre 0 et 14 unités de pH



Merci !



N'oubliez pas la fiche de cours à réaliser !