

CHIMIE : ACIDES BASES

Dissolution d'un acide dans l'eau :



$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] = 10^{-14} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en mol.L}^{-1}$$

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

Acide fort :

$$\text{pH} = -\log C$$

Acide faible :

$$\text{pH} > -\log C$$

Base forte :

$$\text{pH} = 14 + \log C$$

Base faible :

$$\text{pH} < 14 + \log C$$

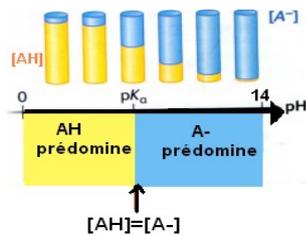
Constante d'acidité

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a}$$

Diagramme de prédominance de AH/A



Réaction du Dosage d'un Acide par une base de conc. connue :



Le dosage est une réaction : unique-totale-rapide

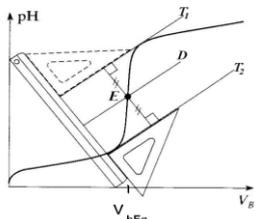
Relation à l'équivalence :

A l'équivalence, les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques :

$$n_A = n_B \text{ Eq} \Leftrightarrow C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B \text{ Eq}$$

$$\Rightarrow \text{Conc. molaire en Acide} : C_A = \frac{C_B \cdot V_{B \text{ Eq}}}{V_A}$$

$$\Rightarrow \text{Conc. massique en Acide} : C_{A m} = C_A \times M_{\text{Acide}}$$



2 types de dosage :

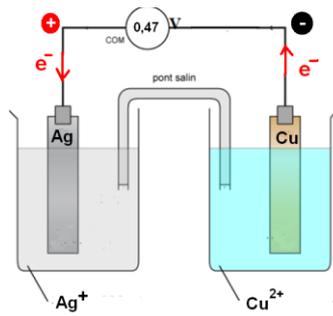
❖ pH-métrique : Méthode des tangentes pour trouver $V_{B \text{ Eq}}$

❖ colorimétrique : virage de l'indicateur coloré pour trouver $V_{B \text{ Eq}}$

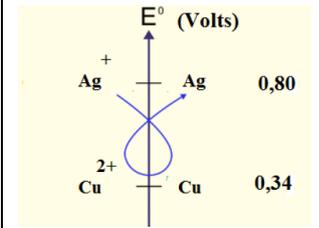
CHIMIE : OXYDO-REDUCTION

I) LES PILES

Exemple : Couples Ag^+/Ag et Cu^{2+}/Cu



Echelle des potentiels redox



Demi-équations électroniques

Polarité de cette pile : $E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} > E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$

\Rightarrow

Plaque Ag : Borne (+) ou Cathode

Plaque Cu : Borne (-) ou Anode

Représentation de cette pile :



Réduction : $(\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- = \text{Ag}) \times 2$

Oxydation : $(\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-) \times 1$

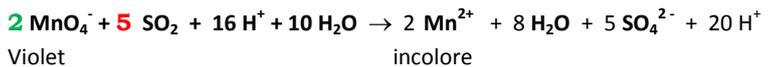
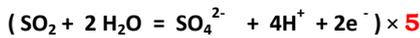
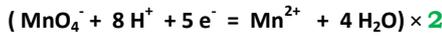
Bilan : $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$

La tension à vide ou f.e.m (force électromotrice) de la pile :

$$U = E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,80 - 0,34 = 0,47 \text{ V}$$

II) DOSAGE REDOX : Exemple: dosage du SO_2 dans un vin

½ equations électroniques et Bilan de la réaction du dosage



L'équivalence est repérée par le changement de couleur : Violet \rightarrow incolore

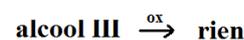
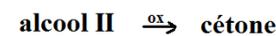
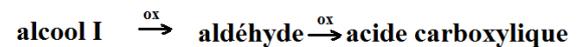
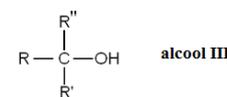
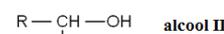
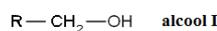
Relation à l'équivalence : A l'équivalence, les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{SO}_2)_{\text{Eq}}}{5} \text{ soit } \frac{C_1 V_1}{2} = \frac{C_2 V_{2 \text{ Eq}}}{5}$$

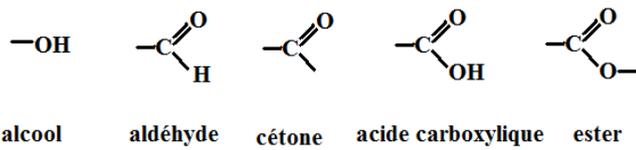
$$\Rightarrow \text{Conc. molaire en } \text{SO}_2 : C_2 = \frac{5 C_1 V_1}{2 V_{2 \text{ Eq}}}$$

$$\Rightarrow \text{Conc. massique en } \text{SO}_2 : C_{2 m} = C_2 \times M_{\text{SO}_2}$$

III) OXYDATION DES ALCOOLS



CHIMIE ORGANIQUE

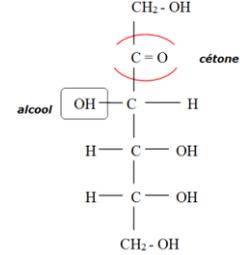
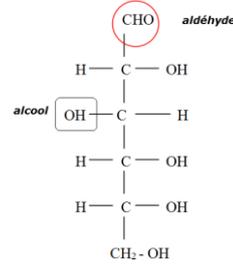
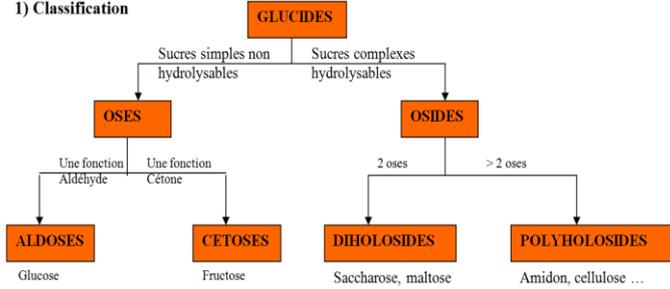


Fermentations :

- Alcoolique : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucose) \rightarrow $2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (ethanol) + 2CO_2
- Lactique : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucose) \rightarrow $2 \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ (acide lactique) (ex : lait \rightarrow yaourts)
- Malo-lactique : Acide malique \rightarrow Acide lactique (acidité, vin + stable)
- Acétique : $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (éthanol) + $\text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH}$ (acide acétique) + H_2O

BIOMOLECULES : I-Les Glucides

1) Classification



Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

Fructose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

Glucose et fructose sont des isomères : même formule brute mais développées \neq

2) Tests :

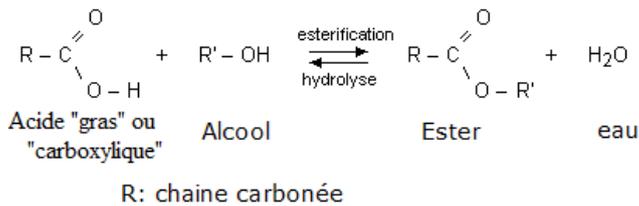
	① liqueur de Fehling	② réactif de Tollens	③ Eau iodée
Glucose, fructose	Bleu \rightarrow rouge brique	Miroir d'argent	
amidon			orange \rightarrow Bleu foncé

3) Réactions : ① hydrolyse de l'amidon : $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n \text{H}_2\text{O} \rightarrow n \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

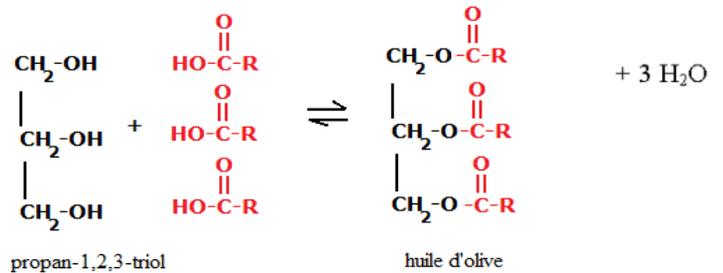
② Fermentation alcoolique : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2 \text{CO}_2$

II-Les Lipides

1) Formation par la réaction d' **Estérification (Acide + Alcool = Ester + Eau)**



Ex : Glycérol + acide oléique = oléine + eau



caractéristiques de la réaction : **lente, limitée, athermique**

(montage « à reflux », catalyseur : acide sulfurique)

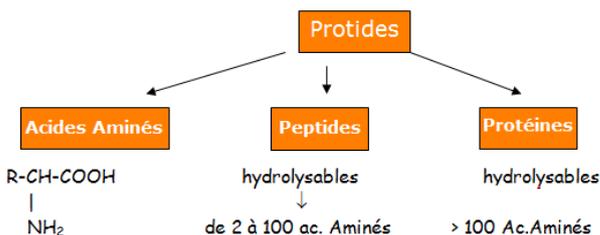
2) Acides gras

- Saturés** : aucune double liaison $\text{C}=\text{C}$ (ex : acide butanoïque $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$)
- Insaturés** : une ou des doubles liaisons $\text{C}=\text{C}$ (ex : acide oléique $\text{CH}_3\text{-(CH}_2)_7\text{-CH}=\text{CH-(CH}_2)_7\text{-COOH}$)

3) **Hydrolyse** basique des lipides (ou **saponification** : \rightarrow savons) : réaction inverse de l'estérification

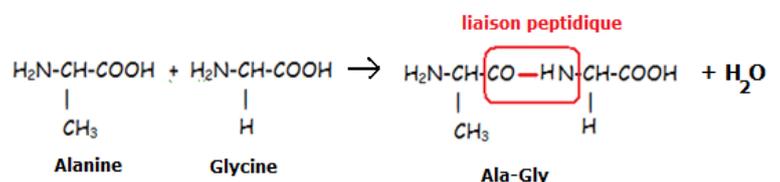
III-Les Protides

1) Classification :



2) Formation d'un peptide :

condensation entre 2 Ac. aminés avec élimination d'eau



- 3) Tests :
- Biuret** : coloration violette
 - Ninhydrine** : (à chaud) coloration bleu-violette