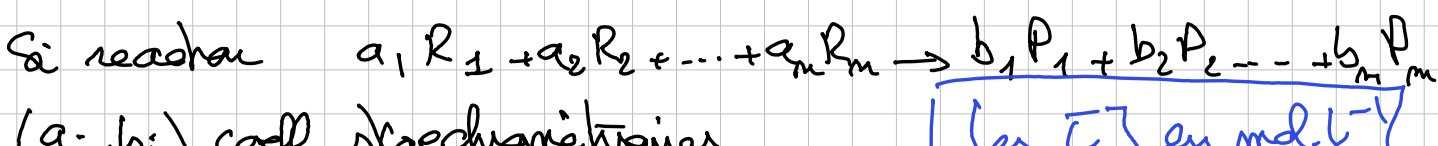


CH112 Réactions acido-basiques.

0 Préliminaire: traduchan d'un équilibre chimique en solution aqueuse



(a_i, b_j) coeff. stoechiométriques

Les [] en mol.l⁻¹

À l'équilibre chimique on a la relation

$$K^o = \frac{[P_1]^{b_1} \times [P_2]^{b_2} \times \dots \times [P_n]^{b_n}}{[R_1]^{a_1} \times [R_2]^{a_2} \times \dots \times [R_m]^{a_m}}$$

on prend les concentrations dans l'état d'équilibre final.
 Exemple: si H₂O apparaît dans la réaction on ne l'écrit pas à droite du =

→ Constante d'équilibre de la réaction,

- calculable a priori à partir de données tabulées
- Dépend de la température! ($K^o(T)$),

I Définitions

1°) Introduction Parmi les réactions chimiques on peut en distinguer certaines, dites acido-basiques.

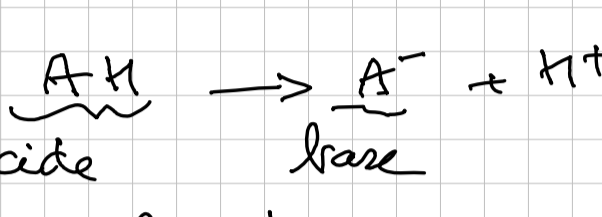
2°) Concepts d'acide et de base

Théorie de Brønsted

Un acide est une espèce pouvant libérer un proton
 Une base ————— capturer —————

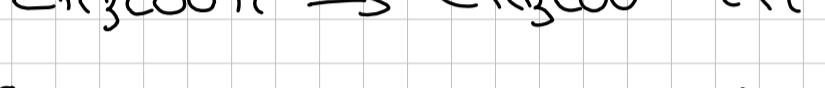
Concepts liés par le notion de couple acido-basique
 → à tout acide est associée une base conjuguée
 et à toute base ————— un acide conjugué.

Formellement

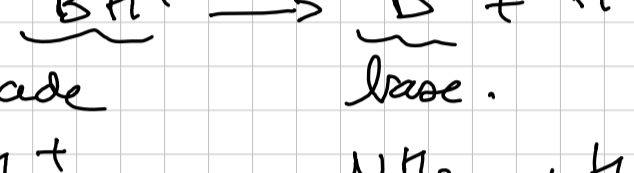


C'est le couple AH/A⁻

Ex: CH₃COOH / CH₃COO⁻
 acide éthanoïque / ion éthanoate



Ou encore

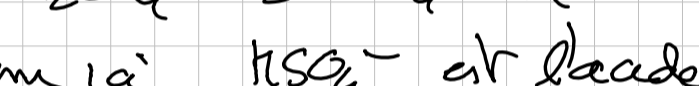
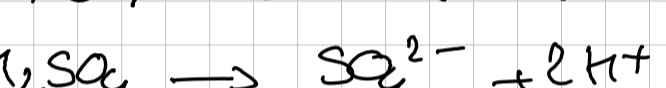
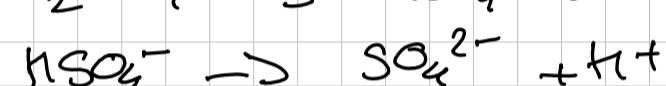


Ex: NH₄⁺ → NH₃ + H⁺
 ion ammonium / ammoniaque

On distingue, les monoacides / monobases
 → qui ne peuvent libérer ou capter qu'un seul proton

• les polyacides / polybases
 → peuvent libérer ou capter 2 ou plusieurs protons.

Ex: acide sulfurique H₂SO₄, di-acide



Pour la HSO₄⁻ est l'acide d'un couple et la base d'un autre ⇒ espèce amphotère

Ex: polybase CO₃²⁻

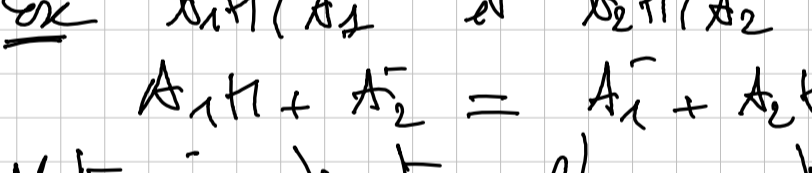


un carbonate dibase / diacide.

II Réactions acido-basiques

1°) Réaction d'échange protonique

Une réaction acido-basique est une réaction d'échange d'un proton entre l'acide d'un premier couple et la base d'un deuxième



Note importante: l'eau est un amphotère

H₂O est l'acide du couple H₂O/OH⁻
 et la base du couple H₃O⁺/H₂O

⇒ Si on met AH en solution aqueuse on peut s'entretenir à:



2°) L'eau est solvant amphotère

(cf. supra)

On peut aussi à H₂O + H₂O → OH⁻ + H₃O⁺

Réaction dite d'autoionisation de l'eau

Cette réaction a une constante d'équilibre

$$K_e = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ C$$

Volume	H ₂ O	OH ⁻	H ₃ O ⁺
V init	m	0	0
faç	m - 3f	3f	3f

$$[OH^-]_{eq} = [H_3O^+]_{eq}$$

À l'éq. $K_e = \frac{[OH^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{1} = K_e$

donc $[H_3O^+]_{eq}^2 = K_e$ $[H_3O^+]_{eq} = [OH^-]_{eq} = \sqrt{K_e} = 10^{-7}$ mol.l⁻¹

3°) Définition du pH

On admet que le pH d'une solution est en mol.l⁻¹

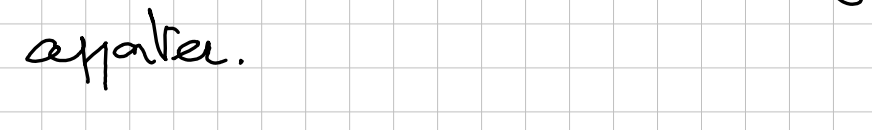
$$pH = -\log [H_3O^+]$$

"potentiel hydrogène"

(même technique)

Eau pure à 25°C ⇒ pH = 7
 C'est le pH de neutralité

Une solution dont le pH < 7 est dite acide
 et dont le pH > 7 est dite basique.



Remarque: les pH mesurés entre 1 et 13 sont fiables

Pour pH < 0 ou pH > 14 il y a des corrections à apporter.