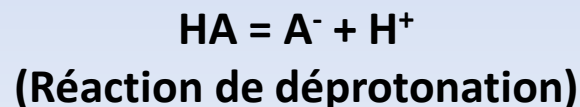


Définitions

Acide/base : définition de Brønsted (1923) :

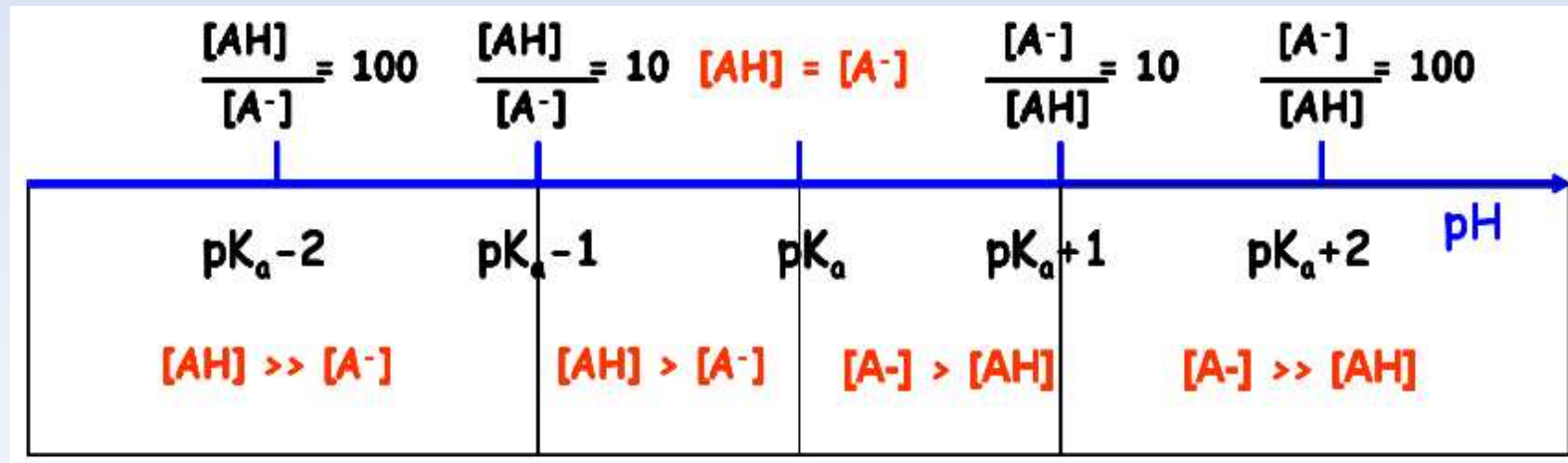
- Un **acide** A est une espèce moléculaire ou ionique susceptible de donner un proton H^+ ou de provoquer la libération d'un proton par le solvant.
- Une **base** B est une espèce moléculaire ou ionique susceptible de capter un proton.



Définitions

$HA + H_2O = A^- + H_3O^+$ (en utilisant les concentrations en mol.L⁻¹) :

$$K_A = \frac{\frac{[A^-]_{eq}}{C^\circ} \frac{[H_3O^+]_{eq}}{C^\circ}}{\frac{[HA]_{eq}}{C^\circ}} = \frac{[A^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{C^\circ [HA]_{eq}}$$



Définitions

- Un acide **fort** est toujours totalement dissocié dans l'eau, quelle que soit sa concentration.

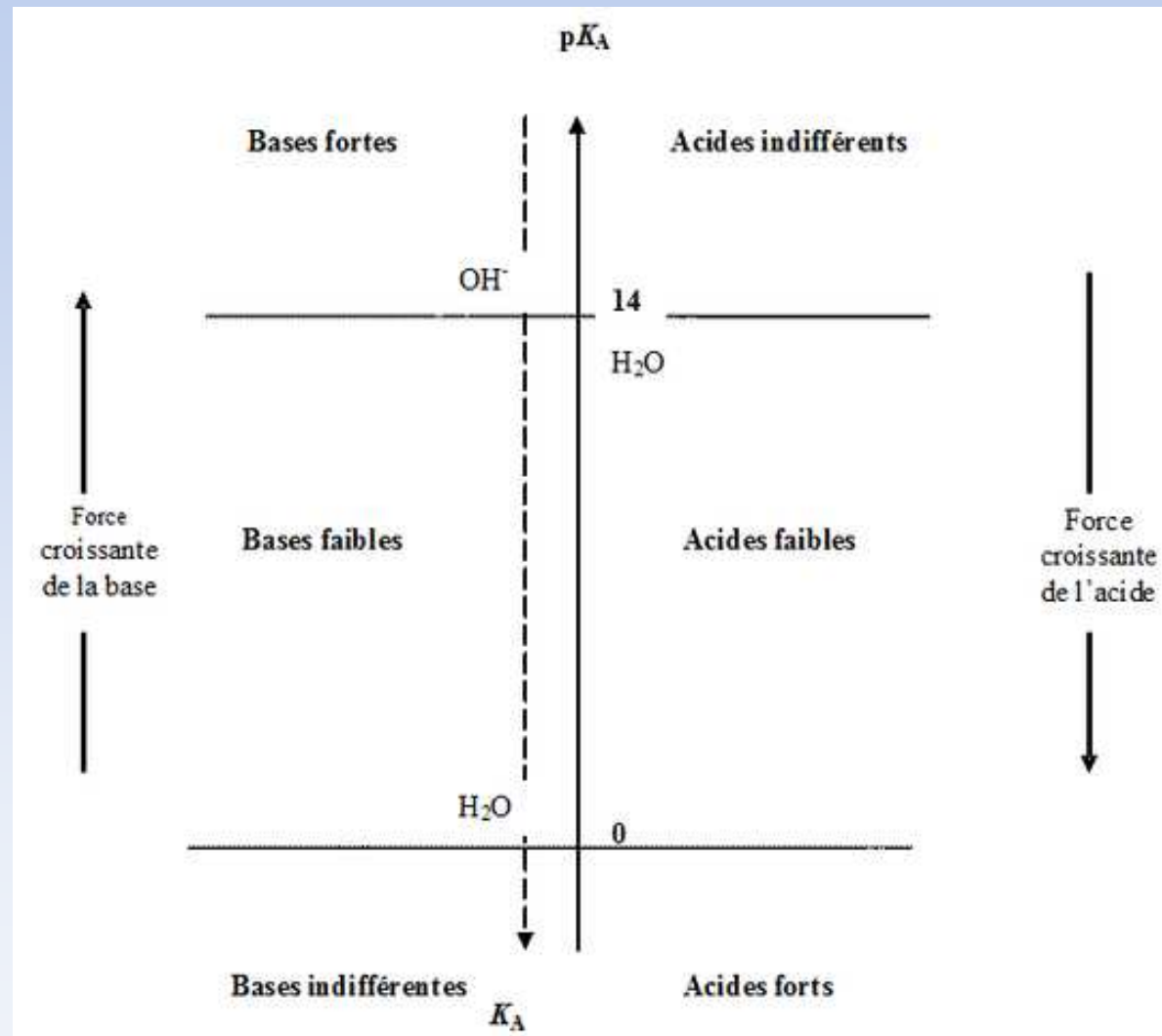
Usuellement, ce sont donc les acides avec un $pK_a < 0$

⇒ La seule espèce détectée dans l'eau est la forme basique associée A^- (la forme AH n'existe que de façon négligeable, la réaction de déprotonation n'étant jamais absolument totale)

⇒ Un acide fort dans l'eau forme immédiatement du H_3O^+ : c'est le **pouvoir nivelant** du solvant.

- Un acide **faible** est très peu dissocié dans l'eau, dans les conditions de concentrations usuelles (entre 10^{-3} et 1 mol.L^{-1}).

Définitions



Définitions

Espèce
HCl
HNO ₃
CH ₃ COOH
NH ₃
NaOH
KOH
NaCH ₃ COO
HCOOH
H ₂ SO ₄

Définitions

Espèce	Nom
HCl	Acide chlorhydrique
HNO ₃	Acide nitrique
CH ₃ COOH	Acide éthanoïque
NH ₃	Ammoniac
NaOH	Soude
KOH	Potasse
NaCH ₃ COO	Ethanoate de sodium
HCOOH	Acide méthanoïque
H ₂ SO ₄	Acide sulfurique

Définitions

Espèce	Nom	
HCl	Acide chlorhydrique	Acide fort
HNO ₃	Acide nitrique	Acide fort
CH ₃ COOH	Acide éthanoïque	Acide faible
NH ₃	Ammoniac	Base faible
NaOH	Soude	Base forte
KOH	Potasse	Base forte
NaCH ₃ COO	Ethanoate de sodium	Base faible
HCOOH	Acide méthanoïque	Acide faible
H ₂ SO ₄	Acide sulfurique	Acide fort

Méthode de la RP

La « RP », c'est :

- une réaction qui modifie le système macroscopiquement (ex : $HA + A = A + HA$: ne sera pas une RP)
- la réaction qui présente l'avancement le plus grand (avancement volumique $x =$ le plus grand).

➤ **Etape 0 : traiter TOUTES réactions QUANTITATIVES :**

ex : dissociation des acides forts, protonation des bases fortes, réaction totale (ex : dosage), dissolution d'un sel...)

Réactions qui font intervenir des espèces dont les domaines de prédominances sont disjoints.

⇒ Solution obtenue = **solution équivalente**

➤ **Etape 1 :** Ecrire les espèces présentes dans la solution équivalente avant toute réaction non quantitative

➤ **Etape 2 :** Identifier avec une échelle de pKa (diagramme de prédominance) les bases et les acides qui vont réagir ensemble selon une réaction susceptible de modifier la composition du système

⇒ Equilibres chimiques correspondants et constantes d'équilibre associées.

➤ **Etape 3 :** Identifier RP : réaction qui possède l'avancement au moins 10 fois supérieur aux avancements de tous les autres transferts de protons

➤ **Etape 4 :** calculer le pH

➤ **Etape 5 :** vérifier le domaine de validité du pH calculé

Méthode de la RP

Exercice 1 :

250 mL de solution ont été préparés en dissolvant une quantité de n_1 d'acide formique HCOOH et une quantité n_2 d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$.

Calculer le pH dans les cas suivants :

- $n_1 = 4,0 \cdot 10^{-2}$ mol et $n_2 = 2,0 \cdot 10^{-4}$ mol
- $n_1 = 2,0 \cdot 10^{-4}$ mol et $n_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$ mol

Données :

$$pK_a (HCOOH/HCOO^-) = 3,75$$

$$pK_a (C_6H_8O_6 / C_6H_7O_6^-) = 4,05$$

Méthode de la RP

Exercice 2 :

Calculer le pH d'une solution d'acide nitreux HNO_2 de concentration :

- $C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- $C = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

Calculer le coefficient de dissociation associé.

Données :

$$pK_a (\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-) = 3,2$$

Méthode de la RP

<i>Cas</i>	<i>Formule</i>	<i>Hypothèse</i>
Acide fort	$\text{pH} = -\log C_a$	$\text{pH} < 6,5$
Acide faible	$\text{pH} = 0,5 \cdot (\text{pK}_a - \log C_a)$	$\text{pH} < 6,5$ et $\text{pH} < \text{pK}_a - 1$
Base forte	$\text{pH} = 14 + \log C_b$	$\text{pH} > 7,5$
Base faible	$\text{pH} = 0,5 \cdot (14 + \text{pK}_A + \log C_b)$	$\text{pH} > 7,5$ et $\text{pH} > \text{pK}_a + 1$