

Chapitre Chimie N°4
Les Acides et les Bases faibles en solution

I. pH d'une solution (Rappel 1 ST2S)

Le pH est une grandeur qui permet de classer les solutions acides, basiques ou neutres.

• **Une solution aqueuse est :**

- Acide si son pH est inférieur à 7
- Basique si son pH est supérieur à 7
- Neutre si son pH = 7

• **Définition**

Le pH d'une solution aqueuse diluée est relié à la concentration molaire en ions oxonium H_3O^+ présent dans la solution par la relation :

Eau de mer	8,0
Sang	7,35
Salive	7,0
Lait	6,8
Eau Perrier	6,0
Urine	6,0
Bière	4,5
Jus de tomate	4,2
Jus d'orange	3,5
Vin	3,5
Jus de citron	2,2
Suc gastrique	2,0

• **Remarques :**

- Plus le **pH est élevé**, plus la **concentration en ions H_3O^+ est faible** et plus la **solution est basique**
- Plus **pH est faible**, plus la **concentration en ions H_3O^+ est élevée** et plus la **solution est acide**

• **Exemple**

Une solution de pH= 3 est une solution acide dont la concentration molaire en ions H_3O^+ est $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

II. Théorie de Bronsted des acides et des bases

1) Définition d'un acide selon la théorie de Bronsted

Acide	Nom	Demi-équation
HCl	Chlorure d'hydrogène acide acétique ion ammonium ion oxonium eau	$HCl = Cl^- + H^+$
CH_3-COOH		$CH_3-COOH = CH_3-COO^- + H^+$
NH_4^+		$NH_4^+ = NH_3 + H^+$
H_3O^+		$H_3O^+ = H_2O + H^+$
H_2O		$H_2O = HO^- + H^+$

2) Définition d'une base selon la théorie de Bronsted

Base	Nom	Demi-équation
NH_3	ammoniac ion acétate ion chlorure ion hydroxyde eau	$NH_3 + H^+ = NH_4^+$
CH_3-COO^-		$CH_3-COO^- + H^+ = CH_3-COOH$
Cl^-		$Cl^- + H^+ = HCl$
HO^-		$HO^- + H^+ = H_2O$
H_2O		$H_2O + H^+ = H_3O^+$

III. Les couples acido-basiques

1) Définition

- *Capter ou céder un proton est un processus réversible car un acide ayant cédé un proton devient une base capable de capter un proton.*
- **Un couple acide / base conjugué est formé de l'association de deux espèces chimiques qui se différencient par le proton qu'elles échangent entre elles.**
 - ➔ Chaque **couple acido-basique** est noté :
 - ➔ A chaque couple est associée une **demi-équation** :

2) Exemples

<u>Nom du couple</u>	<u>Couple Acide/Base</u>	<u>Demi-équation associée</u>
	$\text{NH}_4^+_{(aq)} / \text{NH}_3_{(aq)}$	
	$\text{CH}_3\text{-COOH}_{(aq)} / \text{CH}_3\text{-COO}^-_{(aq)}$	
	$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} / \text{H}_2\text{O}_{(aq)}$	
	$\text{H}_2\text{O}_{(aq)} / \text{OH}^-_{(aq)}$	

3) Remarque

- Une espèce qui peut jouer à la fois le rôle d'un acide et d'une base est une **espèce amphotère**.
Exemple : L'eau est un ampholyte

IV. Réaction des acides et des bases sur l'eau

1) Cas des acides

- Définition acide fort

- Définition acide faible

→ Exemple N°1

Une solution d'acide chlorhydrique HCl de concentration molaire apportée $C = 1,0 \times 10^{-4}$ mol / L possède un pH égal à 4,0.

Q1/ Calculer la concentration en ions H_3O^+

Q2 / L'acide chlorhydrique est-il un acide fort ou un acide faible ?

Q3/ Ecrire l'équation de la réaction de l'acide HCl avec l'eau.

→ Exemple N°2 : L'acide Benzoïque

Une solution d'acide benzoïque C_6H_5COOH de concentration molaire apportée $C = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L possède un pH égal à 3,1.

Q1 / Calculer la concentration en ions H_3O^+ .

Q2 / L'acide benzoïque est-il un acide fort ou un acide faible ?

Q3 / Ecrire l'équation de la réaction de l'acide C_6H_5COOH avec l'eau.

2°) Cas des bases**• Définition base forte****• Définition base faible****→ Exemple N° 3 : L'ammoniac NH_3**

L'ammoniac est la forme basique du couple acide-base : NH_4^+ / NH_3 . C'est une base faible.

Q/ Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau

V. Constante d'acidité d'un acide faible

Pour un **acide faible**, l'équilibre chimique entre HA (forme acide) et A⁻ (forme basique) se traduit donc par la réaction réversible (*Non totale*) suivante: $HA + H_2O = A^- + H_3O^+$

1) Définition de la constante d'acidité Ka

.....

$$K_a = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots}$$

$$K_a = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots}$$

→ **Exemple N°4: L'acide Benzoïque**

On considère la réaction $C_6H_5COOH_{(Aq)} + H_2O = C_6H_5COO^-_{(Aq)} + H_3O^+$

Q / Donner l'expression de sa constante de réaction

→ **Exemple N°5 : Couple NH₄⁺ / NH₃**

Q1 / Ecrire la réaction de l'ion ammonium NH₄⁺ sur l'eau

Q2 / Donner l'expression de sa constante de réaction Ka.

2) Définition du pKa

Remarques sur le pKa :

- ♣ Le pKa (ou le Ka) est caractéristique d'un couple acido-basique
- ♣ Si le Ka augmente, le pka
- ♣ Le pKa ou le Ka ne dépend que de

VI. Domaine de prédominance

La valeur du pK_a (ou du K_a) d'un couple est indépendante des concentrations des espèces en solution. Il existe une relation qui relie le pH , le pK_a , [acide] et [base]

1) Relation entre le pH et le pKa

2) Domaine de prédominance

Le diagramme de prédominance est un diagramme gradué en pH qui permet de savoir pour un pH donné, si l'espèce prédominante est l'acide AH ou la base conjuguée A^-

♣ Cas 1 : $pH = pK_a$

♣ Cas 2 : $pH > pK_a$

♣ Cas 3 : $pH < pK_a$

Diagramme de prédominance : Il consiste à représenter graphiquement les domaines de prédominance d'un couple Acide / Base sur une échelle de pH

3) Exemples

→ Exemple N°6

L'acide benzoïque C_6H_5-COOH appartient au couple $C_6H_5-COOH / C_6H_5-COO^-$
Ce couple a un $pK_a = 4,2$ et le pH mètre indique $3,1$ pour le pH d'une boisson.

Q1/ Ecrire l'équation de réaction de l'acide benzoïque avec l'eau.

Q2/ Tracer le diagramme de prédominance du couple.

→ **Exemple N°7**

Soit une solution pH = 5 contenant le couple acide méthanoïque / ion méthanoate H-COOH / H-COO⁻ et a pour valeur de pKa = 4,2.

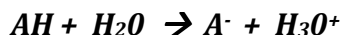
Q1/ Ecrire l'équation de réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau.

Q2/ Quelle sera l'espèce prédominante dans la boisson.

VII. Classification des acides et des bases
--

1) **Acide fort**

- *Un **acide fort** se dissocie totalement dans l'eau selon la réaction :*



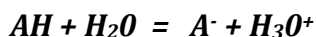
- *Un acide est **d'autant plus fort** que sa solution **contient plus d'ions oxonium H₃O⁺***

Csq : Plus un **acide est fort** ; plus [H₃O⁺] et [AH].....

DONC plus le Ka estet plus le pKa est

2) **Acide faible**

- *Un **acide faible** se dissocie partiellement dans l'eau selon la réaction :*



- *Un acide est **d'autant plus faible** qu'il se dissocie peu dans l'eau, c'est-à-dire qu'il contient **très peu d'ions H₃O⁺** et la forme acide AH est **prédominante***

Csq : Plus un **acide est faible** plus [H₃O⁺] ; [AH]

DONC plus le Ka estet plus le pKa est