


<b>Niveau : T<sup>le</sup> D</b>	<b>OG 6</b> : ANALYSER LES PHENOMENES QUI ONT LIEU AU COURS DE REACTIONS ACIDE-BASE.	
<b>TITRE : COUPLE ACIDE/BASE - CLASSIFICATION</b>		<b>Durée : 6 H 30</b>
<b>Objectifs spécifiques :</b>	<b>OS 5</b> : Définir les couples acide-base et la constante d'acidité. <b>OS 6</b> : Classer les couples acide-base à partir de la constante d'acidité.	
<b>Moyens :</b>		
<b>Vocabulaire spécifique :</b>		
<b>Documentation</b> : Livres de Chimie AREX Terminale C et D, Eurin-gié Terminale D. Guide pédagogique et Programme		
<b>Amorce :</b>  <div style="text-align: center;">  </div>		
<b>Plan du cours :</b>  I) Acide et base selon Brönsted <ul style="list-style-type: none"> <li>1° Acide</li> <li>2° Base</li> <li>3° Couple acide/base <ul style="list-style-type: none"> <li>3.1° Définition</li> <li>3.2° Couples acide/base de l'eau</li> <li>3.3° Autres exemples de couples acide/base</li> </ul> </li> <li>4° Réaction acido-basique</li> </ul> II) Constante d'acidité $K_a$ d'un couple acide/base dans l'eau <ul style="list-style-type: none"> <li>1° Définition</li> <li>2° Relation entre pH et pKa</li> <li>3° Domaine de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée</li> </ul>	4° Indicateurs colorés <ul style="list-style-type: none"> <li>4.1° Définition</li> <li>4.2° Zone de virage d'un indicateur coloré</li> </ul> III) Classification des couples acide/base dans l'eau <ul style="list-style-type: none"> <li>1° Force d'un acide faible et d'une base faible</li> <li>2° Classification des couples acide/base <ul style="list-style-type: none"> <li>2.1° Couples acide/base dont l'acide est fort</li> <li>2.2° Couples acide/base dont la base est forte</li> <li>2.3° Couples acide/base dont l'acide et la base sont faibles</li> </ul> </li> </ul>	

# COUPLE ACIDE/BASE – CLASSIFICATION

## I) Acide et base selon Brönsted

### 1° Acide

Un acide est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs protons.

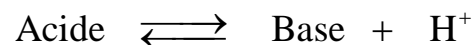
### 2° Base

Une base est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs protons.

### 3° Couple acide/base

#### 3.1° Définition

La réaction entre un acide et une base selon Brönsted correspond à un transfert de protons d'un acide vers une base :



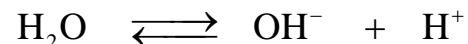
L'acide et la base sont alors dits **conjugués** et constituent un **couple acide/base**.

**Exemple** :  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$  Couple acide éthanoïque/ion éthanoate.

#### 3.2° Couples acide/base de l'eau

\* Couple  $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$

Une molécule d'eau est capable de céder un proton  $\text{H}^+$  selon la réaction :



L'eau est donc un acide dont la base conjuguée est  $\text{OH}^-$ . On a le couple :  $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ .

\* Couple  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

Une molécule d'eau est capable de capter un proton  $\text{H}^+$  selon la réaction :



L'eau est donc une base dont l'acide conjugué est  $\text{H}_3\text{O}^+$ . On a le couple :  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ .

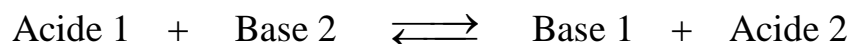
L'eau peut se comporter comme un acide ou comme une base : c'est une **espèce amphotère** ou **ampholyte**.

### 3.3° Autres exemples de couples acide/base

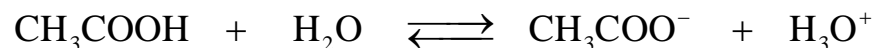
- $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  : ion ammonium/ammoniac ;
- $\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+ / \text{CH}_3 - \text{NH}_2$  : ion méthylammonium/méthylamine ;
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$  : ion éthylammonium/éthylamine ;
- $\text{HCO}_2\text{H} / \text{HCO}_2^-$  : acide méthanoïque/ ion méthanoate ;
- $\text{ClCH}_2\text{CO}_2\text{H} / \text{ClCH}_2\text{CO}_2^-$  : acide chloroéthanoïque/ ion chloroéthanoate.

### 4° Réaction acido-basique

Une réaction acido-basique est une réaction mettant en jeu deux couples acide/base selon le bilan suivant :



Exemple :

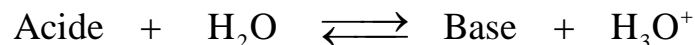


C'est la réaction entre les couples  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ .

## II) Constante d'acidité $K_a$ d'un couple acide/base dans l'eau

### 1° Définition

Pour tout couple Acide/Base, la réaction acido-basique avec l'eau est traduite par l'équilibre d'ionisation :



Cet équilibre est caractérisé par une constante appelée constante d'acidité ou constante d'équilibre d'ionisation dans l'eau, notée **Ka** et définie par :

$$K_a = \frac{[\text{Base}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]}$$

Ka dépend de la température. Sa valeur est caractéristique du couple acide/base considéré et ne dépend pas des autres espèces chimiques présentes en solution.

**NB** : On définit la grandeur **pKa** telle que : **pKa = - lg Ka**

### 2° Relation entre pH et pKa

$$K_a = \frac{[\text{Base}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]} \Rightarrow \lg K_a = \lg \frac{[\text{Base}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]} = \lg \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]} + \lg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$-\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg K_a + \lg \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]}$$

 **Fomesoutra.com**  
la soutra !  
Docs à portée de main

$$\text{pH} = \text{pKa} + \lg \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]}$$

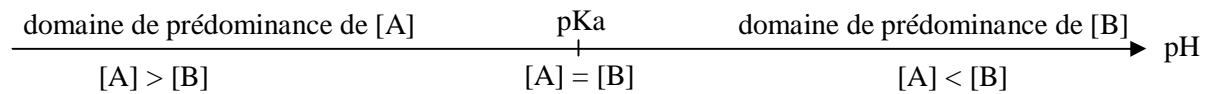
### 3° Domaine de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée

$$\text{pH} = \text{pKa} + \lg \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]}$$

$$\text{Si } \text{pH} = \text{pKa} \quad \text{alors} \quad \lg \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = 0 \quad \Rightarrow \quad \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = 1 \quad \text{soit} \quad [\text{A}] = [\text{B}]$$

$$\text{Si } \text{pH} > \text{pKa} \quad \text{alors} \quad \lg \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} > 0 \quad \Rightarrow \quad \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} > 1 \quad \text{soit} \quad [\text{A}] < [\text{B}]$$

$$\text{Si } \text{pH} < \text{pKa} \quad \text{alors} \quad \lg \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} < 0 \quad \Rightarrow \quad \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} < 1 \quad \text{soit} \quad [\text{A}] > [\text{B}]$$

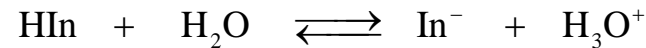


#### 4° Indicateurs colorés



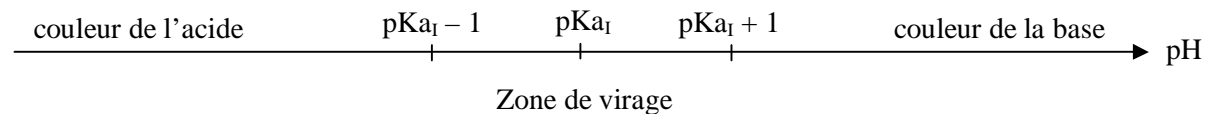
##### 4.1° Définition

Un indicateur coloré est un couple acide faible/base faible noté **HIn/In** dont les formes acide et base ont des couleurs différentes. En solution aqueuse, un indicateur coloré donne l'équilibre suivant :



##### 4.2° Zone de virage d'un indicateur coloré

La zone de pH comprise entre  $\text{pK}_{a1} - 1$  et  $\text{pK}_{a1} + 1$  est appelée zone de virage de l'indicateur coloré. Elle correspond à la superposition des couleurs de la forme acide et de la forme basique.



### III) Classification des couples acide/base dans l'eau

#### 1° Force d'un acide faible et d'une base faible

- \* Un acide est d'**autant plus fort** que le  $K_a$  du couple auquel il appartient est **élevé** (son  $\text{pK}_a$  est **faible**).
- \* Une base est d'**autant plus forte** que le  $K_a$  du couple auquel il appartient est **faible** (son  $\text{pK}_a$  est **élevé**).

## 2° Classification des couples acide/base

### 2.1° Couples acide/base dont l'acide est fort

Un acide fort est plus fort que  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Sa base conjuguée ne réagit pas avec l'eau : elle est dite **indifférente**.

Un acide fort, réagissant totalement avec l'eau,  $\text{H}_3\text{O}^+$  est donc l'acide le plus fort existant en solution aqueuse.



### 2.2° Couples acide/base dont la base est forte

Une base forte est plus forte que  $\text{OH}^-$ . Son acide conjugué ne réagit pas avec l'eau : c'est un acide **indifférent**.

Une base forte, réagissant totalement avec l'eau,  $\text{OH}^-$  est donc la base la plus forte existant en solution aqueuse.

### 2.3° Couples acide/base dont l'acide et la base sont faibles

La base conjuguée d'un acide faible est faible et inversement.

#### Remarques :

- \* Dans un couple acide faible/base faible, plus l'acide est fort plus la base conjuguée est faible et inversement.
- \* Les acides forts ne peuvent être classés entre eux. Il en est de même pour les bases fortes.