









## Séquence I-2 : Réactions acidobasiques

Site contenant les ressources : <http://asc-spc-jr.jimdo.com>

Plan de travail				
		Travail à effectuer	Fait	A retravailler avt le DS
Objectifs à maîtriser	Pour le	<input type="checkbox"/> Lire les objectifs du chapitre (voir tableau )	☆	☆
Vidéos  		<input type="checkbox"/> Capsule n°1 et remplir la fiche VireQ 1 <input type="checkbox"/> Capsule n°2 et remplir la fiche VireQ 2 <input type="checkbox"/> Capsule n°3 et remplir la fiche VireQ 3	☆ ☆ ☆	☆ ☆ ☆
TP 	Le 29/09	<input type="checkbox"/> ECE « Mesure de pH »	☆	☆
	Le 06/10	<input type="checkbox"/> ECE « Détermination du pKa d'un couple »	☆	☆
Cours Appropriation Exercices 	Clôture du chapitre	<input type="checkbox"/> AD : Les acides et les bases A faire en binôme <input type="checkbox"/> AD : L'importance du contrôle du pH (p 325-326) <input type="checkbox"/> Cours complété et appris + Livre p	☆ ☆ ☆	☆ ☆ J1☆ J2☆ bac
	06 / 10	<input type="checkbox"/> Exercices – RDP – ex type bac (voir tableau) <input type="checkbox"/> Appropriation (carte mentale, schémas, etc )	☆ ☆	☆ ☆☆
Auto-Evaluation 	Facultatif Avant la fin du chapitre	<input type="checkbox"/> QCM, Jeux, etc. A faire seul  	☆	☆



## Cours p 329-336

## OBJECTIFS A MAITRISER A LA FIN DU CHAPITRE

## Objectifs utiles à l'écrit et en expérimental

Reconnaître un acide, une base dans la théorie de Brönsted. ☆

Connaître et exploiter la relation la concentration en ions oxonium et le pH ☆

Connaître les couples classiques acide/base et ceux de l'eau. ☆

Savoir écrire une réaction ente un acide et une base ☆

Savoir démontrer si un acide ou base est faible ou fort ☆

Utiliser les symbolismes des flèches en fonction du type de réactions (Equilibrée ou totale) ☆

Savoir retrouver et exploiter la relation entre pH et pKa ☆

Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le pKa du couple à partir de la formule  $\text{pH} = \text{pKa} + \log(\text{Base} / \text{acide})$  ou du diagramme de prédominance. ☆

Connaître la définition d'une solution tampon ☆

Extraire et exploiter des informations pour montrer l'importance du contrôle du pH dans un milieu biologique. ☆

## Manipuler

*Mesurer le pH d'une solution aqueuse.* ☆*Mettre en évidence l'influence des quantités de matière mises en jeu sur l'élévation de température observée.* ☆*Mettre en oeuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité.* ☆

## Exercices du livre p 340-347

	P339	8	10	12	16	17	20	22	25
Les corrigés	☆	☆	☆	☆	☆	☆	☆	☆	☆
Pour commencer en douceur	11	13	14	15	18	19	21		
	☆	☆	☆	☆	☆	☆	☆		
Pour s'entraîner	26	27	31	33	34				
	☆	☆	☆	☆	☆				
Résolution de problème	« Chaulage d'un lac acide » ☆								
Exercices en +	Fiche d'exercices ☆								
En route vers le bac <a href="http://labolycee.org">http://labolycee.org</a>	Inde 2016 - Ex3 : Adaptation du pH de l'eau d'un aquarium ☆								

## Séquence I-2 : Les réactions Acidobasiques

### 1- Comment définir et mesurer le pH ?

#### 1.1- Définition du pH

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

avec  $[\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}]$  la concentration molaire en ion oxonium en  $\text{mol.L}^{-1}$

Remarques:

- $1 < \text{pH} < 14$  et donc  $10^{-14} \text{ mol.L}^{-1} < [\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}] < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Plus la concentration en  $\text{H}_3\text{O}^+$  est élevée, plus le pH est faible.

#### 1.2- Mesure du pH

\* Papier pH qui est un papier imbibé d'indicateur coloré

\* pH-mètre préalablement étalonné dans une solution tampon ( mesure la plus précise avec une incertitude de 0,1 ).

### 2- Qu'est-ce qu'un couple acides/bases ?

*TP : Réaction entre un acide fort et une base forte ( Hachette p325)*

#### 2.1- acides /bases selon Brönsted.

-Un acide (selon Brönsted) est une espèce capable de céder un proton  $\text{H}^+$

**Exemples :**  $\text{CH}_3\text{-COOH} = \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}^+$   $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$

- Une base (selon Brönsted) est une espèce capable de capter un proton  $\text{H}^+$

**Exemples :**  $\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$   $\text{HO}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$

- Un acide en cédant un proton se transforme en sa base conjuguée.

- Un **couple acide/base** noté **AH/A-** est formé par un acide et sa base conjuguée susceptibles d'échanger un proton  $\text{H}^+$ .

- On associe alors une demi-équation acido-basique : **AH = A<sup>-</sup> + H<sup>+</sup>**

Elle peut se faire dans les 2 sens.

## 2.2- Quelques couples

Couple acido-basique	Demi-équation	Acide (formule et nom)	Base (formule et nom)
$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$	$\text{NH}_{3(\text{aq})} + \text{H}^+ = \text{NH}_{4^+(\text{aq})}$	Ion ammonium	L'ammoniac
$\text{CH}_3\text{-COOH} / \text{CH}_3\text{-COO}^-$	$\text{CH}_3\text{-COOH} = \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}^+$	acide éthanoïque	ion éthanoate
		Acide propanoïque	ion propanoate
$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$	$\text{H}_2\text{O} = \text{HO}^- + \text{H}^+$	eau	ion hydroxyde
$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$	ion oxonium	eau
$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$	Dioxyde de carbone.	ion carbonate

L'eau appartient à deux couples ( $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$  et  $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$ ).

C'est un amphotère : peut être à la fois un acide ou une base.

## 3- Qu'est-ce qu'une réaction acido-basique ?

### 3.1- Définition

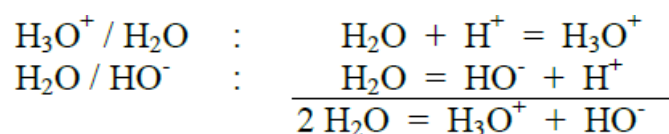
Une réaction acido-basique met en jeu un transfert de protons  $\text{H}^+$  entre un acide d'un couple et une base d'un autre couple.

Couples mis en jeu	Demi équations protoniques
$\text{CH}_3\text{-COOH}_{(\text{aq})} / \text{CH}_3\text{-COO}^-_{(\text{aq})}$ $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\text{CH}_3\text{-COOH}_{(\text{aq})} = \text{CH}_3\text{-COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}^+$
	Equation de réaction
	$\text{CH}_3\text{-COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{CH}_3\text{-COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

### 3.2- Une réaction particulière : la réaction d'autoprotolyse de l'eau

#### a- Réaction d'autoprotolyse de l'eau

Au sein des solutions aqueuses, des chocs entre molécules d'eau conduisent à la formation d'ions d'hydroxyde et oxonium :



## b- Produit ionique de l'eau

**Ke est appelé produit ionique de l'eau**  $[H_3O^+]_f \cdot [HO^-]_f = 10^{-14} = Ke$

On associe à cette constante la grandeur **pKe** par la formule :  **$pKe = - \log Ke = 14$**

### 3.3- Notion d'équilibre

- Lorsqu'une **réaction est totale** : - l'équation s'écrit avec une **simple flèche**  $\rightarrow$ , le réactif limitant est totalement consommé :  $x_f = x_{max}$ .
- Lorsqu'une **réaction n'est pas totale, elle est limitée**. Elle conduit à un équilibre avec coexistence de tous les réactifs et des produits : - l'équation s'écrit avec une **double flèche**  $\rightleftharpoons$ , le réactif limitant n'est pas entièrement consommé :  $x_f < x_{max}$ .

## 4- Que sont les acides et bases FORTS ?

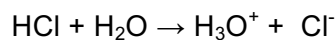
### 4.1- Définition

**Un acide ou une base est dit fort s'il réagit totalement dans l'eau.**

Toutes les molécules d'acide vont céder leur proton. Toutes les molécules de bases vont capter leur proton.

- Exemples d'acide fort** :  $HNO_3$  : acide nitrique  $H_3O^+$  : l'ion oxonium

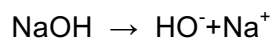
**Remarque** :  $H_3O^+$  peut être apporté par dissolution de chlorure d'hydrogène HCl dans l'eau selon l'équation :



quand on parle d'**acide chlorhydrique** ( $H_3O^+$  ;  $Cl^-$ ) on ne tient compte que de l'ion oxonium :  $H_3O^+$

- Exemple de base forte** :  $HO^-$  : Les ions hydroxydes

**Remarque** :  $HO^-$  qui peuvent être apportés par dissolution d'hydroxyde de sodium NaOH, dans l'eau selon l'équation :



quand on parle de l'**hydroxyde de sodium**; ( $Na^+$  ;  $HO^-$ ), on ne tient compte que de l'ion hydroxyde :  $HO^-$

## 4.2- pH et concentration initiale en acide

$$n_{AH} = C_{AH} \cdot V$$

Comme la réaction avec l'eau est totale :  $x_f = x_{max}$

	AH (aq) +	H <sub>2</sub> O (l)	A <sup>-</sup> (aq) +	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)
Etat initiale (EI)	$n_{AH}$	<b>Excès</b>	0	0
Etat intermédiaire	$n_{AH} - x$		x	x
Etat final (EF) = Etat maximal	$n_{AH} - x_{max} = 0$		$x_{max}$	$x_{max}$

A l'état final, le pH a pour expression :

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

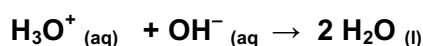
$$pH = -\log (x_{max} / V) \quad n_{HA} - x_{max} = 0 \text{ d'où } x_{max} = n_{HA}$$

$$pH = -\log (n_{HA} / V)$$

$$pH = -\log (C_{HA}) = -\log [H_3O^+] \Rightarrow C_{HA} = [H_3O^+] \text{ pour les acides forts}$$

## 4.3- Réaction entre une base forte et un acide fort

La réaction entre un acide fort et une base forte d'un autre couple est **quasi-totale** et a pour équation :



## 4.4- Les risques

La réaction entre un acide fort et une base forte d'un autre couple **dégage beaucoup d'énergie, c'est une réaction exothermique.**

Sur la peau, il y a des risques de brûlure ! D'où la nécessité de se protéger (gants, blouse, lunette) dès que la concentration est supérieure à 1 mol.L<sup>-1</sup>. En cas de contact, il faut rincer abondamment avec de l'eau.

Une base ou un acide sont toujours versés dans de l'eau pour éviter des éclaboussures d'acides.

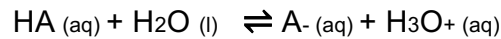
**Expérience : Réaction entre un acide fort et une base forte**

## 5- Que sont les acides et bases FAIBLES?

### 5.1- Définition

Lorsque l'on introduit un acide AH dans l'eau, il réagit avec la base H<sub>2</sub>O:

- Un acide ou base est dit faible si la réaction avec l'eau est équilibrée = limitée = non totale :



Une partie des molécules d'acide vont céder leur proton

de base vont capter leur proton

Exemple d'acides faibles : acide carboxylique

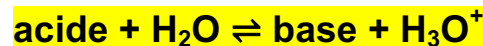
Exemple de bases faibles : ions carboxylate, amines

### 5.2- La constante d'acidité

#### *TP Détermination du pKa d'un couple acide/base*

Pour caractériser la force d'un acide faible ou d'une base faible, on utilise la constante d'acidité  $K_a$  :

La constante d'acidité  $K_a$  est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction d'un acide avec l'eau.



$$K_a = \frac{[\text{base}]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]_f}{[\text{acide}]_f}$$

$K_a$  dépend uniquement de la température.  $K_a$  n'a pas d'unité.

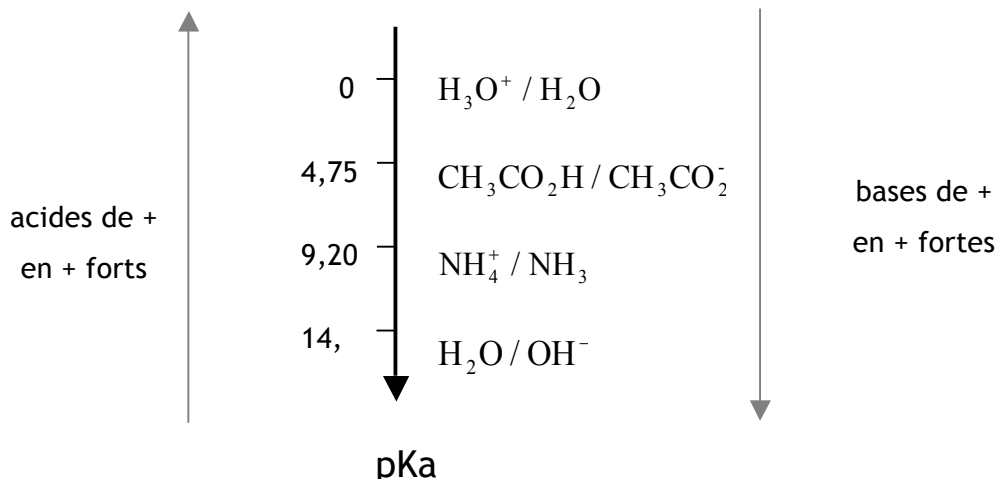
Le  $K_a$  dépend du couple acide / base considéré. Son intervalle de variation est très grand. Aussi, on lui préfère souvent le pKa :

$$\text{p}K_a = -\log K_a \quad \text{et} \quad K_a = 10^{-\text{p}K_a}$$

Remarque :  $0 < \text{p}K_a < 14$

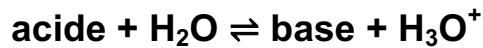
Un acide faible est d'autant plus faible que le pKa est grand. (Ka petite)

Un acide faible est d'autant plus fort que le pKa est petit. (Ka grande)



### 5.3- Expression du pH valable pour les acides faibles

Soit réaction d'un acide avec l'eau:



$$K_a = \frac{[\text{base}]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{acide}]_f}$$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

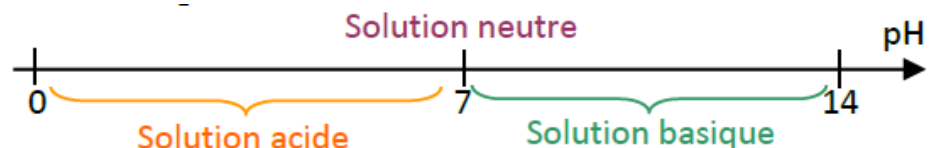
$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \left( \frac{[\text{base}]_{\text{eq}}}{[\text{acide}]_{\text{eq}}} \right)$$

## 6- Comment déterminer l'espèce prédominante d'un couple acide/base dans une solution de pH donné ?

### 6.1- Domaine de prédominance.

a- Pour les acides et bases fortes :

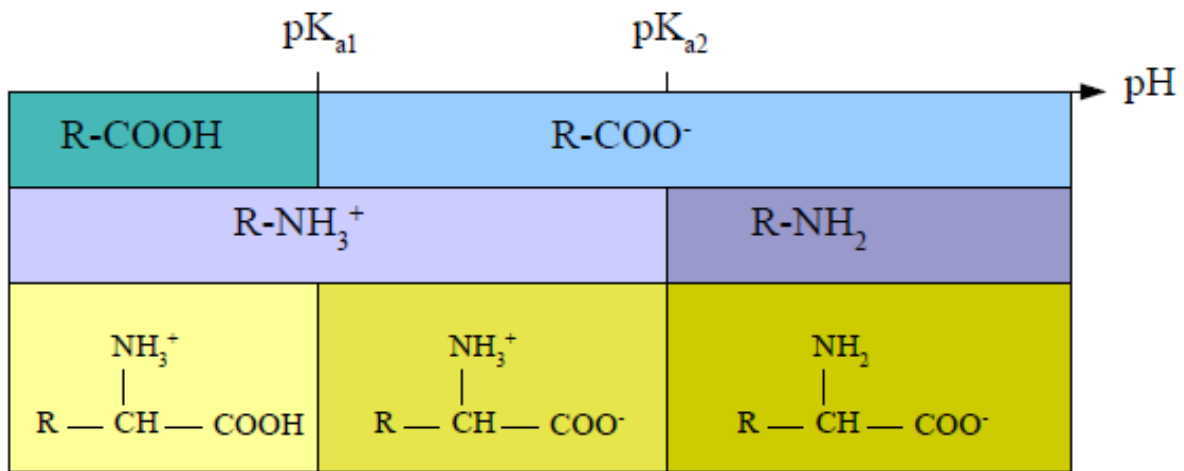
- Si  $\text{pH} < 7$ , alors  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$
- Si  $\text{pH} > 7$ , alors  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$







Le diagramme de prédominance d'un acide  $\alpha$ -amine tient compte des deux couples acidobasiques présents dans la molécule :



## 7- Importance du contrôle du pH

### 7.1- Qu'est ce qu'une solution tampon ?

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par ajout d'une petite quantité de base ou d'acide, ou par dilution modérée (= par ajout d'eau)

Elle est constituée d'un mélange en proportion voisine d'un acide faible et de sa base faible conjuguée dont le pH est proche du pKa du couple.

Remarque :

\* Les solutions tampons sont utilisées pour étalonner les pH-mètres.

### 7.2- PH des milieux biologiques

Dans le corps humain ; le pH du sang est maintenu dans une plage très étroite autour de 7,4. Cette régulation est assurée par la présence de nombreux couple acide/base, dissous dans le plasma sanguin  
Exemple :  $CO_2, H_2O / HCO_3^-$

L'activité catalytique d'une enzyme est très dépendante du pH.

**Activité : Intérêt du contrôle du pH dans un milieu biologique (Hachette p 326-327)**

[http://sphysique.cpf.edu.lb/EL\\_TS\\_Chi\\_AB\\_Exo.html](http://sphysique.cpf.edu.lb/EL_TS_Chi_AB_Exo.html)

## Séquence 1 : Caractéristiques des ondes

**LES REACTIONS ACIDOBASIQUES**

Cours page : 329-336

Exercice : p340-347

( corrigé : p 339, 8,10,12,17, 16, 22, 20, 25,28 p 338-343 )

Activité documentaire : Les acides et les bases

**1- Comment définir et mesurer le pH ?**

1.1- Définition du pH

1.2- Mesure du pH

**2- Qu'est-ce qu'un couple acides/bases ?**

TP : Réaction entre un acide fort et une base forte ( Hachette p325)

2.1- acides /bases selon Brönsted.

2.2- Quelques couples

**3- Qu'est-ce qu'une réaction acido-basique ?**

3.1- Définition

3.2- Une réaction particulière : la réaction d'autoprotolyse de l'eau

a- Réaction d'autoprotolyse de l'eau

b- Produit ionique de l'eau

3.3- Notion d'équilibre

**4- Que sont les acides et bases FORTS ?**

4.1- Définition

4.2- pH et concentration initiale en acide

4.3- Réaction entre une base forte et un acide fort

4.4- Les risques

Expérience : Réaction entre un acide fort et une base forte

**5- Que sont les acides et bases FAIBLES?**

5.1- Définition

5.2- La constante d'acidité

TP Détermination du pKa d'un couple acide/base

5.3- Expression du pH valable pour les acides faibles

**6- Comment déterminer l'espèce prédominante d'un couple acide/base dans une solution de pH donné ?**

6.1- Domaine de prédominance.

a- Pour les acides et bases fortes :

b- Pour les acides et bases faibles

6.2- Les acides aminés

## **7- Importance du contrôle du pH**

7.1- Qu'est ce qu'une solution tampon ?

7.2- PH des milieux biologiques

Activité : Intérêt du contrôle du pH dans un milieu biologique (Hachette p 326-327)