

...Une histoire de 

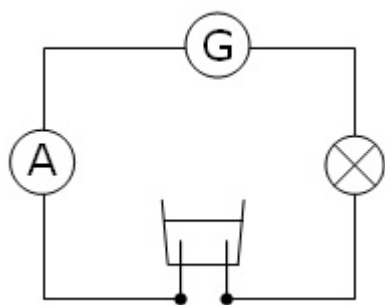


Des sources chaudes de forte acidité émergent du volcan Dallol en Ethiopie. Associées à la présence de grandes quantités de soufre, de chlorure de magnésium ou de sodium, elles créent des vasques d'eaux colorées et des concrétions d'une beauté saisissante



## EXP 18

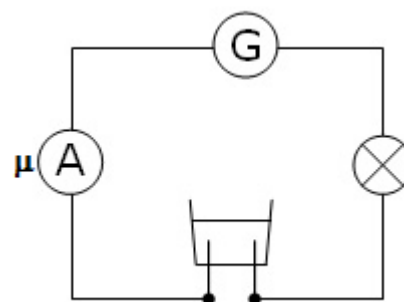
- 1 Mesurer la conductivité de l'eau pure avec un ampèremètre
- 2 Mesurer la conductivité de l'eau salée avec un ampèremètre.
- 3 Remesurer la conductivité de l'eau pure avec un micro-ampèremètre (noté  $\mu A$ ).



1 Eau pure



2 Eau salée



3 Eau pure

**Observations :**

**Observations**

**Observations**

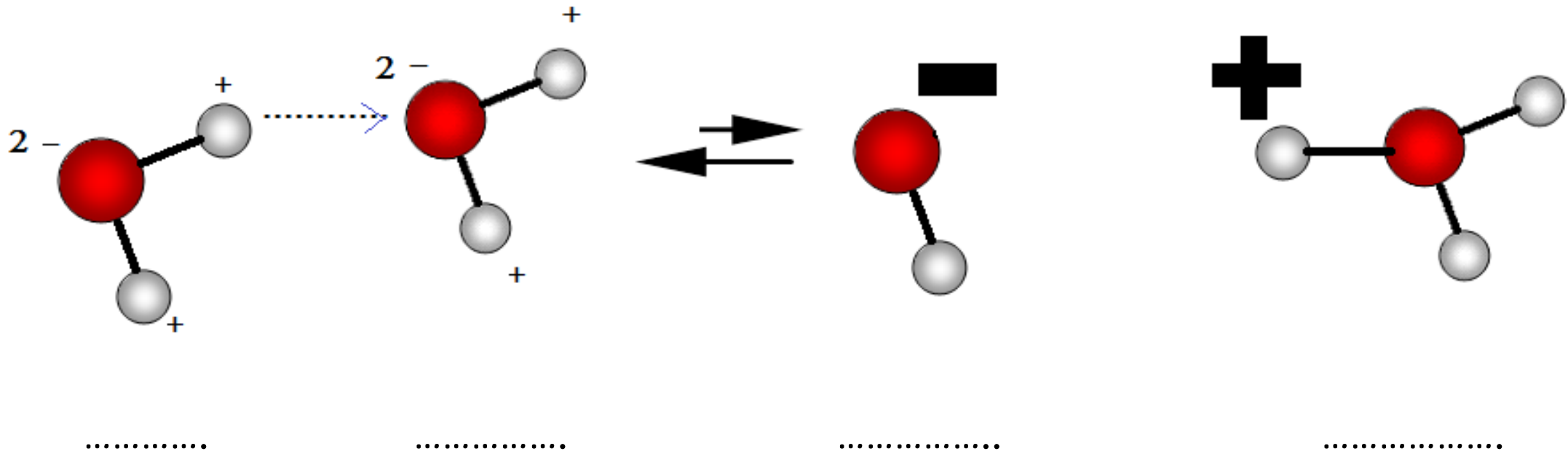
**Explications :**

**Explications**

**Explications :**

## 1- L'EAU PURE

L'eau pure réagit avec elle-même suivant la réaction dite d'**autoprotolyse**



Calculer la quantité de matière d'eau contenu dans 1L d'eau.

Compléter le tableau suivant si la réaction était totale :

	1 H <sub>2</sub> O	1 H <sub>2</sub> O	→		
avant (mol)					
après (mol)					

L'expérience montre qu'en réalité on a plutôt le tableau suivant :

	1 H <sub>2</sub> O	1 H <sub>2</sub> O	⇌		
avant (mol)					
après (mol)					

Très peu de molécules d'eau ....., donc .....

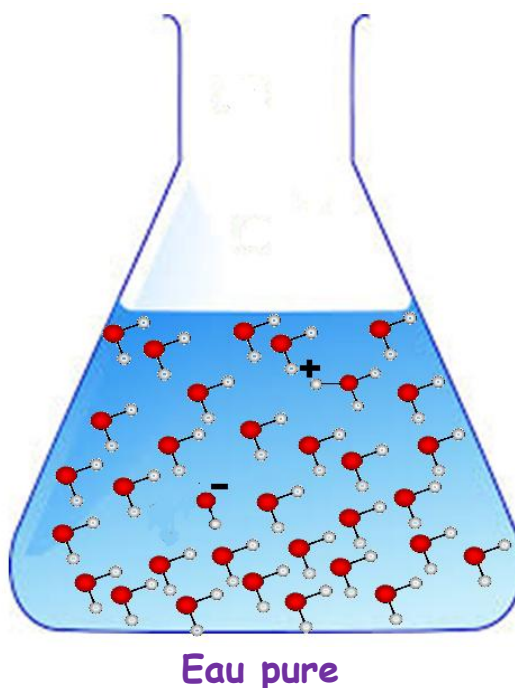
**Constante de l'eau K<sub>e</sub> :**

$$K_e = [\text{HO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]$$

10

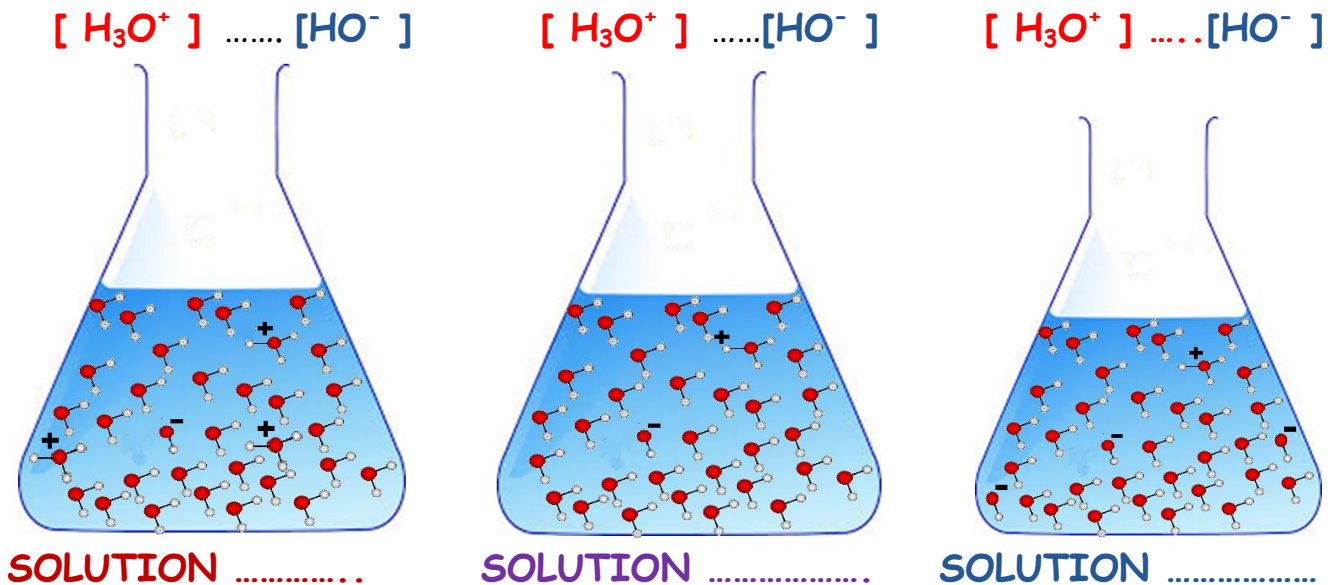
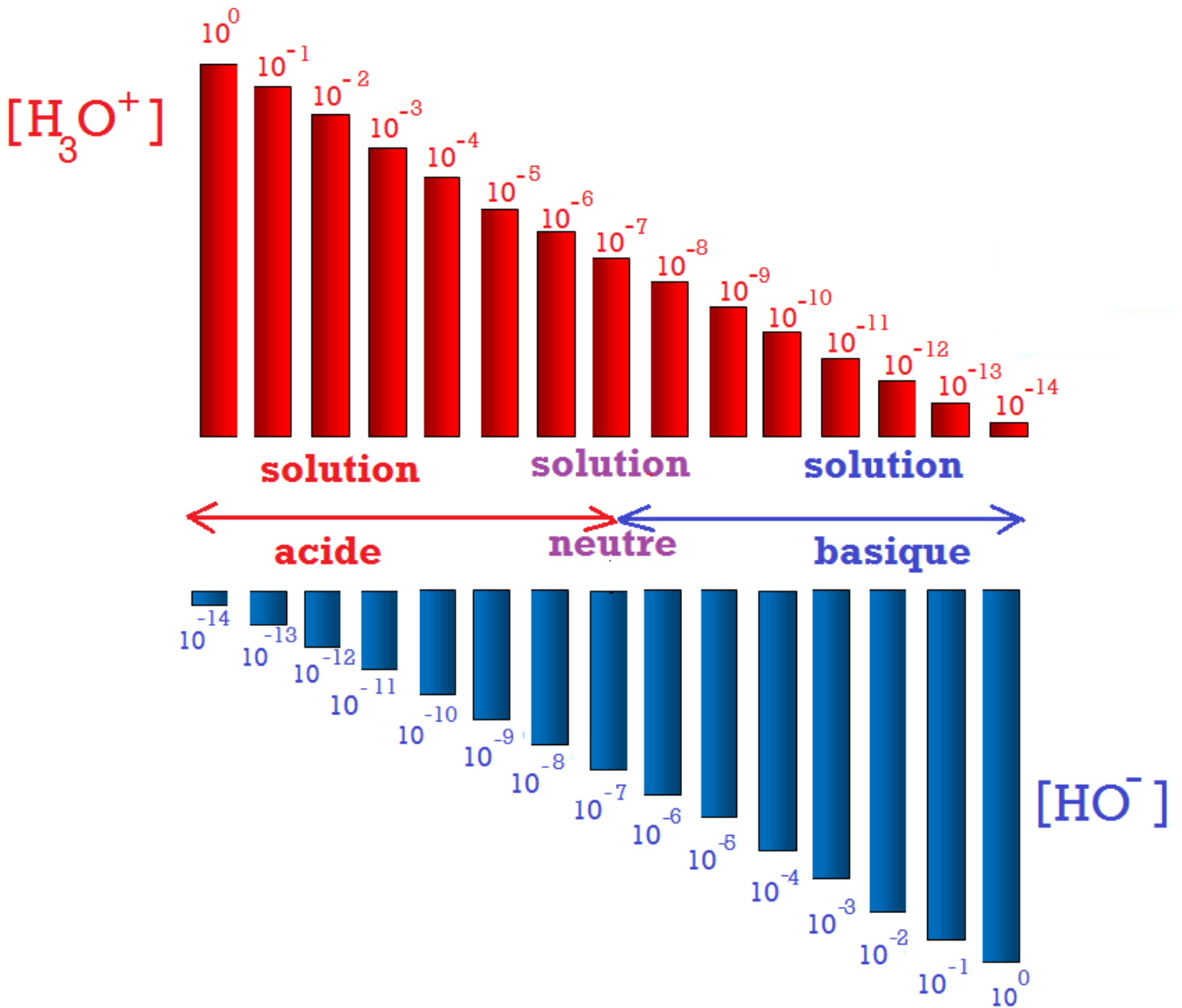
K<sub>e</sub> s'appelle produit ionique de l'eau.

Calculer K<sub>e</sub> pour l'eau distillée.



## 2-Solutions aqueuses : acide / neutre / basique

On admet que  $[HO^-] \times [H_3O^+] = 10^{-14}$  10  $\Rightarrow [HO^-] = \dots\dots\dots$   
 pour toute solution aqueuse. (voir règle 1 et 2)



▪ COMMENT MESURER  $[H_3O^+]$  et  $[HO^-]$  ?

▪ COMMENT OBTENIR

UNE SOLUTION ACIDE :  $[H_3O^+] > [HO^-]$  ?

UNE SOLUTION BASIQUE :  $[H_3O^+] < [HO^-]$  ?

▪ LES SOLUTIONS ACIDES ET BASIQUES SONT ELLES ELECTRIQUES ?

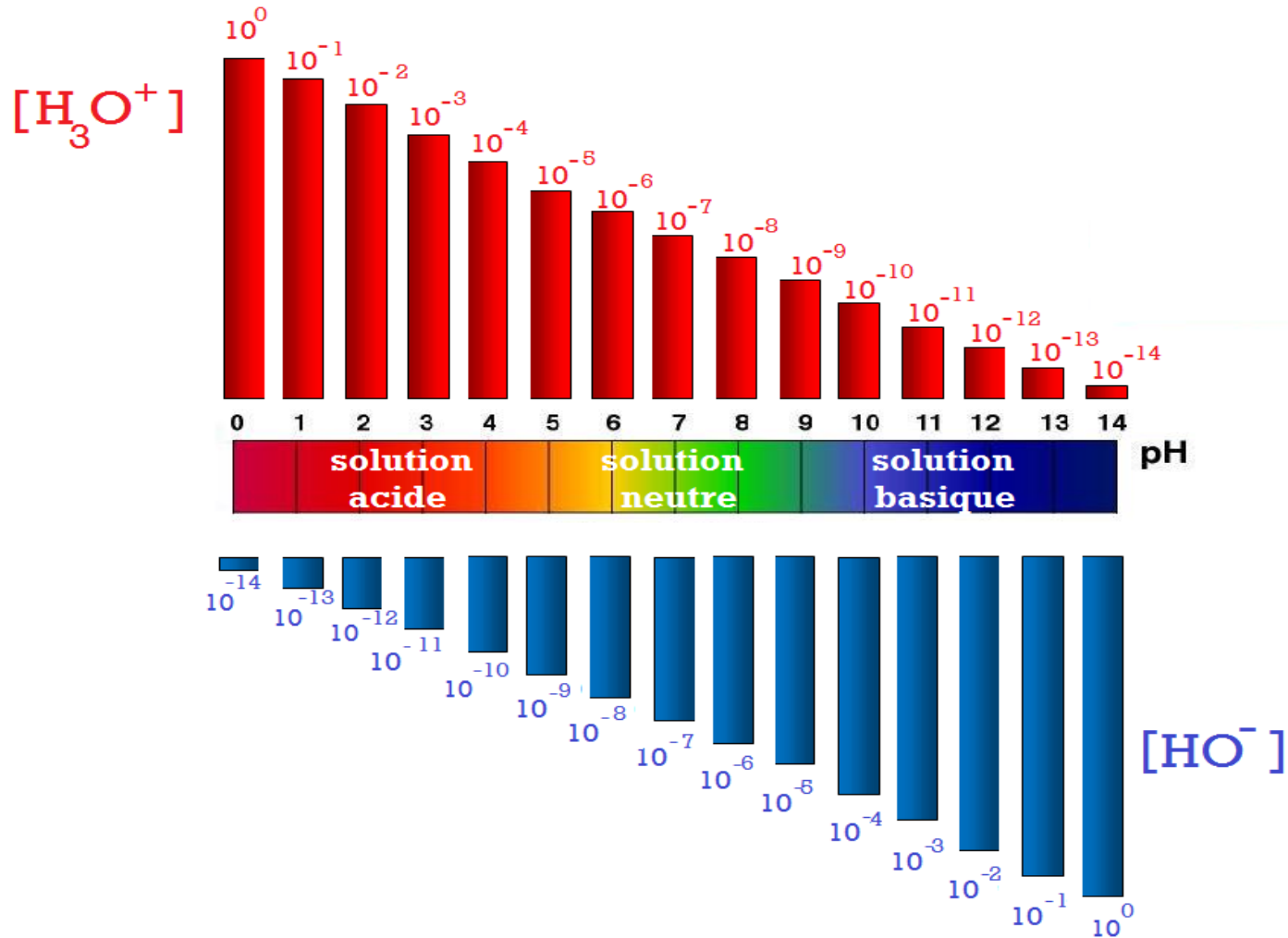
### 3-pH : potentiel Hydrogène

Le pH est lié à la concentration  $[H_3O^+]$  dans une solution aqueuse

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad (11)$$



$$pH = -\log [H_3O^+] \quad (12)$$





### EXP 19

- 1 Mesurer le **pH** d'un vin
- 2 En déduire  $[H_3O^+]$
- 3 Calculer  $[HO^-]$
- 4 Comparer  $[H_3O^+]$  et  $[HO^-]$



### EXP 20

Dissoudre une pincée de sel dans 100 mL d'eau.

- 1 Mesurer le **pH** de la solution
- 2 Calculer  $[H_3O^+]$
- 3 Calculer  $[HO^-]$
- 4 Comparer  $[H_3O^+]$  et  $[HO^-]$



### EXP 21

Dissoudre une ou deux pastilles de soude dans 100 mL d'eau.

- 1 Mesurer le **pH** de la solution
- 2 Calculer  $[H_3O^+]$
- 3 Calculer  $[HO^-]$
- 4 Comparer  $[H_3O^+]$  et  $[HO^-]$



#### 4- COUPLES ACIDE/BASE

En libérant un proton  $H^+$ , un **acide** se transforme en une **base** (dite conjuguée).

Ils forment un couple **acide/base** que l'on peut noter : **HA / A<sup>-</sup>**

La transformation peut s'écrire :  $HA \rightleftharpoons A^- + H^+$

Exemples de couples :

Nom	Acide	Ka	pka	Base	Nom
Acide perchlorique (pyrotechnie)	HClO <sub>4</sub>	10 <sup>7</sup>	-7	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	perchlorate (booster de fusée)
Acide chlorhydrique (suc gastrique)	HCl	10 <sup>3</sup>	-3	Cl <sup>-</sup>	chlorure (sel NaCl) (papier photo AgCl)
Acide sulfurique (batterie)	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	10 <sup>3</sup>	-3	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	hydrogéo-sulfate
Acide nitrique (métallurgie) (microélectronique)	HNO <sub>3</sub>	10 <sup>1</sup>	-1	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Ion nitrate (engrais)
Ion hydronium (active des enzymes)	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	10 <sup>0</sup>	0	H <sub>2</sub> O	Eau
Ion hydrogéo-sulfate	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>1,9</sup>	1,9	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	sulfate (savons, shampoings, dentifrice)
Acide méthanoïque (fourmi rouge)	HCOOH	10 <sup>-3,8</sup>	3,8	HCOO <sup>-</sup>	méthanoate
Acide éthanoïque (vinaigre)	CH <sub>3</sub> COOH	10 <sup>-4,7</sup>	4,7	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	éthanoate (hot pack)
Acide carbonique CO <sub>2(g)</sub> , H <sub>2</sub> O ou	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	10 <sup>-6,3</sup>	6,3	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	hydrogénocarbonate (bicarbonate de soude)
Acide hypochloreux	HClO	10 <sup>-8</sup>	8	ClO <sup>-</sup>	hypochlorite (javel)
Ion ammonium (engrais)	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	10 <sup>-9,3</sup>	9,3	NH <sub>3</sub>	Ammoniac (dissolvant vernis)
Ion hydrogénocarbonate	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>-10,3</sup>	10,3	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	carbonate (coquilles)
Eau	H <sub>2</sub> O	10 <sup>-14</sup>	14	HO <sup>-</sup>	hydroxyde (Soude NaOH) (Potasse : KOH) (Chaux : Ca(OH) <sub>2</sub> )

**EXP 22**

- Faire chauffer dans un grand b cher de l'eau du robinet + 1 feuille de choux rouge.
- Ajouter dans chaque tube : 5 mL de jus de choux+ 5 mL du composé du tableau.
- Compléter le tableau ci-dessous.

Composé	Couleur	pH	Acide ou Base
$\text{CH}_3\text{COOH}$			
$\text{NH}_3$			
$\text{NH}_4^+$			
$\text{HNO}_3$			
$\text{NaOH}$			

### EXP 23

- Dans une éprouvette verser du jus de choux rouge.
- Introduire 1 stick de carboglace .

#### OBSERVATIONS..

--

#### EXPLICATIONS

--

### EXP 24

tube 1	tube 2	tube 3	OBSERVATIONS
5 mL Carbonate de sodium $\text{Na}_2 \text{CO}_3$	5 mL de chlorure de calcium	Mélanger : tube 1+ 2	

#### EXPLICATIONS

--



Le ptéropode joue un rôle important dans la chaîne alimentaire et le fonctionnement de l'écosystème marin Arctique. Sa coquille calcaire constitue une protection vitale.

**Que se passe-t-il lorsque l'océan s'acidifie sous l'action du  $\text{CO}_2$  ?**

### EXP 25

Bécher 1	Bécher 2	Bécher 3	OBSERVATIONS
5 mL Carbonate de sodium $\text{Na}_2 \text{CO}_3$ + + ½ stick de carboglace	5 mL de chlorure de calcium	Mélanger bécher 1+2	

#### EXPLICATIONS

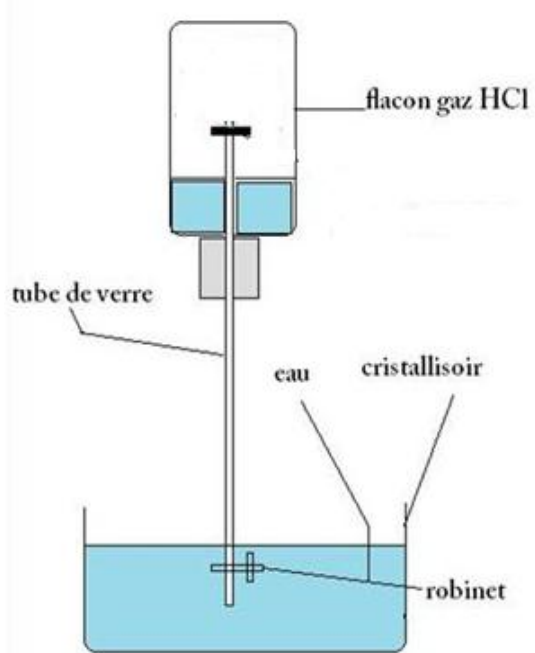
--

## 5- REACTIONS ACIDO-BASIQUES

Une réaction au cours de laquelle il y a **transfert** (ou **échange**) d'un proton  $H^+$  cédé par l'acide d'un couple vers la base d'un **autre** couple est une réaction acido-basique.



**EXP 26 : HCl dans l'eau (prof)**



OBSERVATIONS:

EXPLICATIONS :

### COUPLES



### EQUATIONS

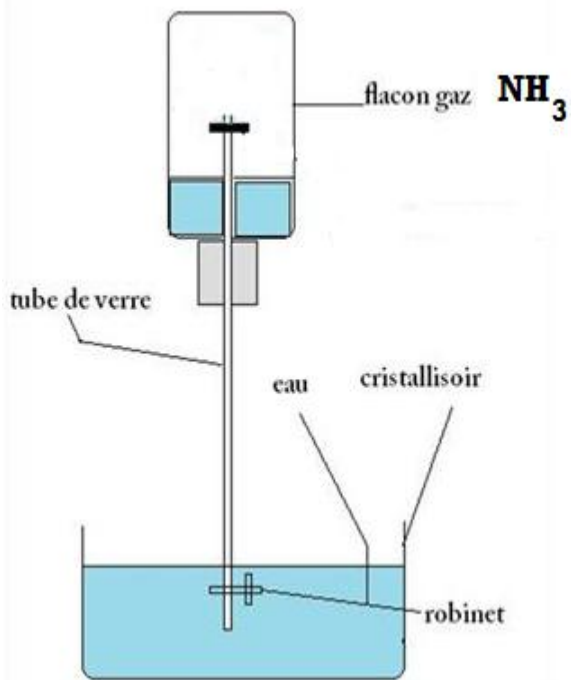


### BILAN :

Il y a *échange* ..... entre l'acide ..... et la base .....



**EXP 27 : NH<sub>3</sub> dans l'eau (prof)**



OBSERVATIONS:

EXPLICATIONS :

COUPLES	EQUATIONS
$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$
$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{NH}_4^+$

**BILAN :**

Il y a échange .....entre l'acide ..... et la base .....

**Exercice :** *Ecrire* l'équation bilan de la réaction de :

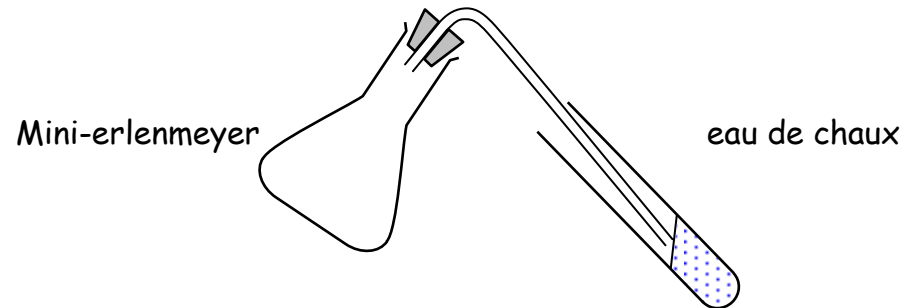
a)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans l'eau.    b)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et  $\text{HO}^-$     c)  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{HO}^-$

COUPLES	EQUATIONS



## EXP 28

- 1 Préparer le montage de la figure ci-dessous. Le tube à dégagement doit plonger dans l'eau de chaux.
- 2 Dans l'erlenmeyer, ajouter 20 mL d'acide éthanoïque et 1 spatule de bicarbonate de sodium.



### OBSERVATIONS

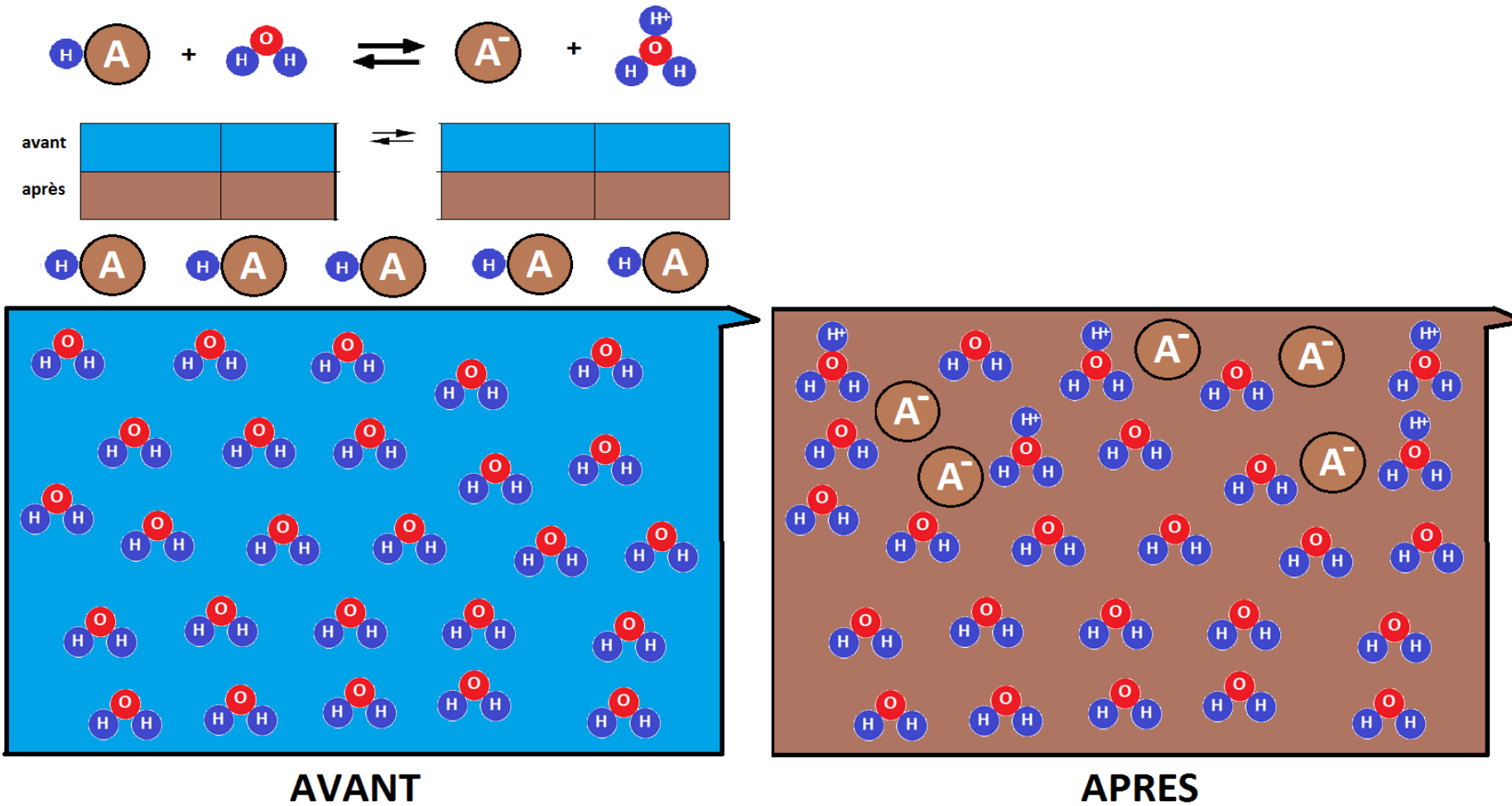
L'EAU DE CHAUX SE TROUBLE , CE QUI INDIQUE LA PRESENCE DE DIOXYDE DE CARBONE .

### EXPLICATIONS :

Couples	Equations
Bilan	

## 6- ACIDE FORT

Un acide AH est fort s'il est entièrement dissocié (ou ionisé) dans l'eau. La forme AH n'existe alors pas dans l'eau



D'après le schéma, l'acide **HA** est-il fort ? .....

Comment savoir lors d'une expérience si un acide est fort ?

**Acide fort :**



**EXP 29**



La laborantine a préparé une solution notée  $S_0$  d'acide chlorhydrique à partir de  $\text{HCl}_{(g)}$  qu'elle a dissout dans l'eau.

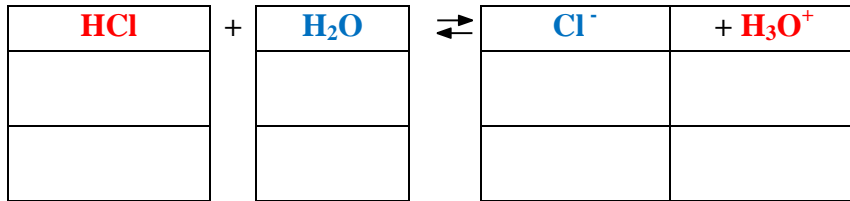
1- Compléter le tableau ci-dessous :

**Solution  $S_0$**

$C_0 = \dots\dots\dots$

$\text{pH} = \dots\dots\dots$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \dots\dots\dots$

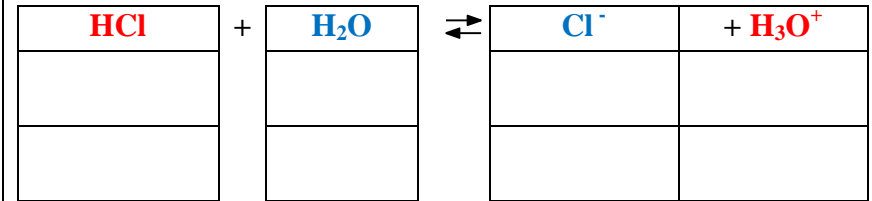


**Solution  $S_1$**

$C_1 = C_0/100 = \dots\dots\dots$

$\text{pH} = \dots\dots\dots$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \dots\dots\dots$



2- Comparer  $C_0$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ . Conclure.

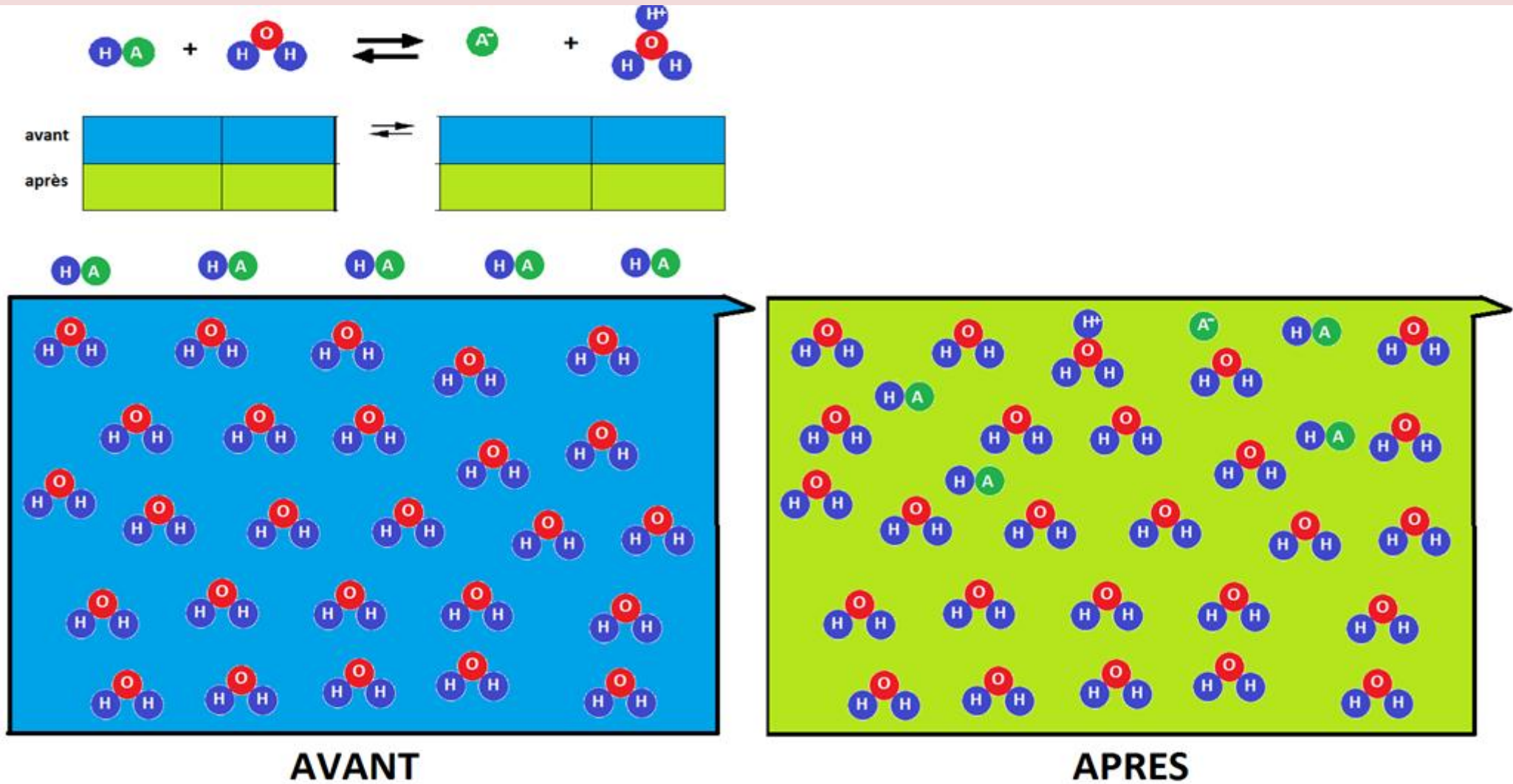
.....

3- Quel est l'effet de la dilution sur le pH. Justifier.

.....

## 7- ACIDE FAIBLE

Un acide AH est faible s'il n'est pas entièrement dissocié (ou ionisé) dans l'eau. La forme AH existe encore dans l'eau



D'après le schéma, l'acide HA est-il fort ? .....

Comment savoir lors d'une expérience si un acide est faible ?

**Acide faible :**



**EXP 30**

La laborantine a préparé une solution notée  $S_0$  d'acide éthanoïque notée  $S_0$

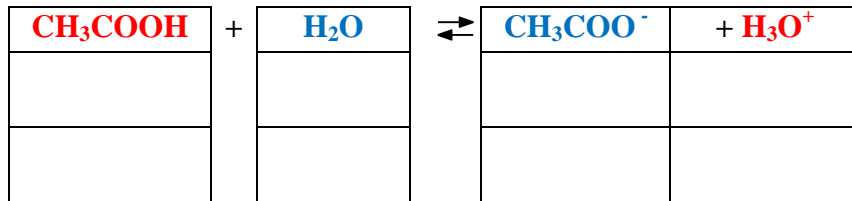
1- Compléter le tableau ci-dessous :

**Solution  $S_0$**

$C_0 = \dots\dots\dots$

$\text{pH} = \dots\dots\dots$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \dots\dots\dots$

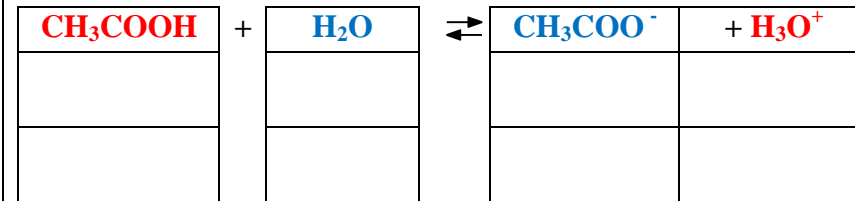


**Solution  $S_1$**

$C_1 = C_0/100 = \dots\dots\dots$

$\text{pH} = \dots\dots\dots$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \dots\dots\dots$



2- Comparer  $C_0$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ . Conclure.

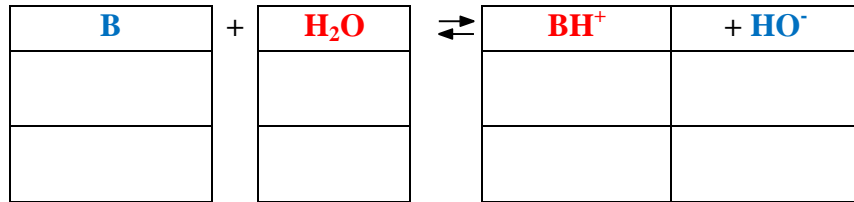
.....

3- Quel est l'effet de la dilution sur le pH. Justifier.

.....

## 8- BASE FORTE

Une base **B** est **forte** si elle réagit totalement avec l'eau. Elle n'existe alors plus dans l'eau.

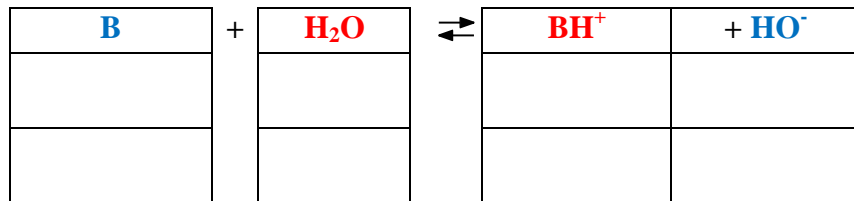


base forte :

15

## 9- BASE FAIBLE

Une base **B** est faible si elle ne réagit pas totalement avec l'eau. Elle existe encore dans l'eau.



base faible :

16

## 10- CONSTANE D'ACIDITE

L'équation bilan d'un acide AH dissout dans l'eau H<sub>2</sub>O s'écrit :



On appelle **constante d'acidité** du couple AH / A<sup>-</sup> :

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

17

(unité : aucune)

<b>Voir EXP 29 (acide fort)</b>	S <sub>0</sub>	S <sub>1</sub>
K <sub>a</sub>		
pK <sub>a</sub> = - log[K <sub>a</sub> ]		

<b>Voir EXP 30 (acide faible)</b>	S <sub>0</sub>	S <sub>1</sub>
K <sub>a</sub>		
pK <sub>a</sub> = - log[K <sub>a</sub> ]		

1- Pourquoi K<sub>a</sub> s'appelle –t-elle **constante d'acidité** ?

.....

2- Comparer K<sub>a</sub> pour un acide faible et pour un acide fort .

.....

3- Comparer pK<sub>a</sub> pour un acide faible et pour un acide fort .

.....





Compléter :

- 1) Si AH est un acide alors :  $AH \rightleftharpoons \dots + \dots$
- 2) Si B est une base alors :  $B + \dots \rightleftharpoons \dots$
- 3)  $AH + H_2O \rightleftharpoons \dots + \dots$
- 4)  $B + H_2O \rightleftharpoons \dots + \dots$
- 5) La constante de l'eau  $K_e = \dots$
- 6) Dans une solution acide :  $[H_3O^+] \dots [HO^-]$
- 7) Dans une solution basique :  $[H_3O^+] \dots [HO^-]$
- 8) Quand je dissous un acide AH dans l'eau , cet acide n'est plus présent dans l'eau. ....
- 9) Quand je dissous un acide AH dans l'eau , quelles sont les espèces que je trouve dans l'eau :  $H_2O$  , .....
- 10) un acide est fort si on a la relation :  $C = \dots$
- 11) si un acide est faible si on a la relation :  $C > \dots$
- 12) Si je dilue un acide , son pH .....
  
- 13) La constante d'acidité  $K_a$  s'écrit : .....
  
- 14) un acide est plus fort qu'un autre si son  $K_a$  est ..... fort
- 15) un acide est plus fort qu'un autre si son  $pK_a$  est ..... fort
- 16) si  $[AH] > [A^-]$  alors pH .....  $pK_a$
- 17) si  $[AH] = [A^-]$  alors pH .....  $pK_a$





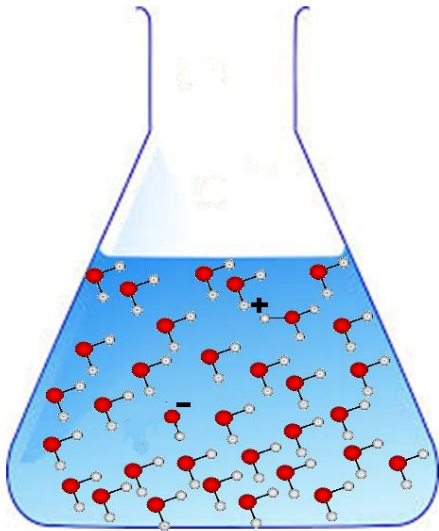
**Important**

### EAU DISTILLEE

conduit le courant ? oui / non  
pourquoi ? .....

$[H_3O^+] = ? = \dots\dots\dots$

$[HO^-] = ? = \dots\dots\dots$



$K_e = \dots\dots\dots$

### SOLUTION ACIDE

Comment avoir  $pH < 7$  ? c'est à dire comment  $[H_3O^+] : \nearrow / \searrow ?$   
grâce à un .....

$[H_3O^+] = ? \dots\dots\dots$

Acide fort ? .....

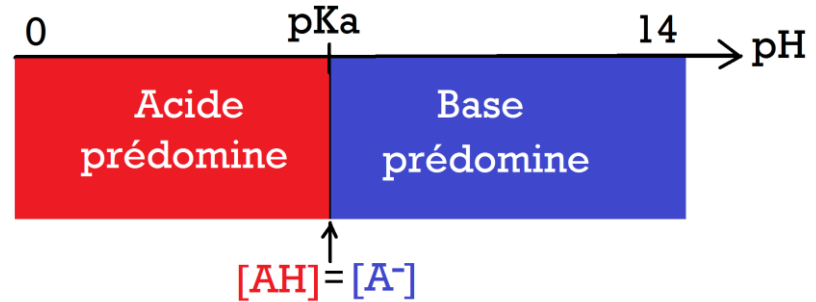
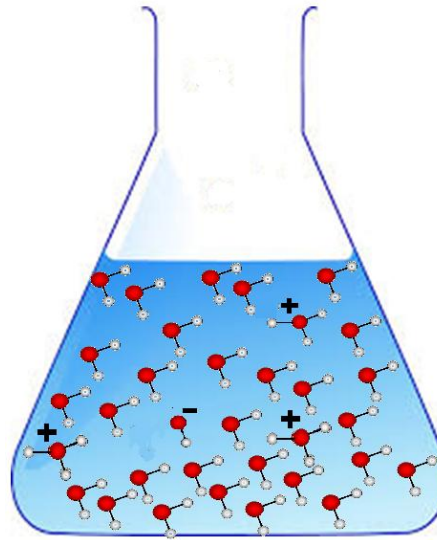
Acide faible ? .....

$[HO^-] : \nearrow / \searrow ?$

Pourquoi ? .....

$[AH]$  et  $[A^-]$  : qui prédomine ?

$K_a = ?$  ou  $pK_a = ?$





On dissout 0,6 g d'acide éthanoïque pur  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans 250 mL d'eau. On obtient une solution aqueuse d'acide éthanoïque notée  $S_0$  encore appelée vinaigre. On mesure  $\text{pH}=3$  pour la solution  $S_0$

Donnée : Masse molaire ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) C : 12 O : 16 H : 1

- 1) Montrer que la concentration molaire en acide éthanoïque vaut  $C=4\cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  (3 pts)

- 2) Compléter l'équation de dissolution de l'acide éthanoïque dans l'eau. (1,5 pts)

- 3) L'acide éthanoïque est-il un acide fort ou faible ? Justifier. (1,5 pts)

- 4) Calculer  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ,  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ ,  $[\text{HO}^-]$  (2 pts)

- 5) En déduire  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$  (1,5 pts)

- 6) Vérifier que la constante d'acidité vaut :  $K_a = 2,6\cdot 10^{-5}$  (2 pts)

- 7) Montrer que  $\text{p}K_a = 4,6$  (2 pts)

- 8) Tracer le diagramme de prédominance de l'acide éthanoïque (3 pts)

- 9) Quelle est l'espèce prédominante dans la solution  $S_0$ . Justifier. (1,5 pt)

- 10) On dilue la solution  $S_0$  10 000 fois. On obtient une solution  $S_1$  dont le  $\text{pH}=5,1$

Quelle est l'espèce prédominante dans la solution  $S_1$ . Justifier. (2 pts)

## Extrait sujet 2016-Métropole

### 1. Nécessité du contrôle du pH de l'eau de l'aquarium

1.1 En s'appuyant sur les connaissances acquises et les informations données dans le **document 1**,

1.1.1 Écrire l'équation chimique traduisant l'action de l'eau sur l'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$  et exprimant l'équilibre acidobasique du couple  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ .

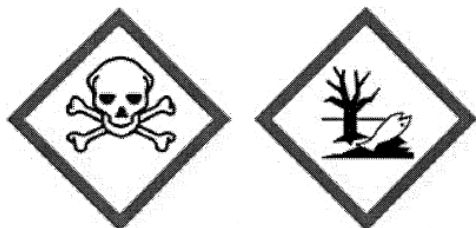
1.1.2 Préciser pourquoi l'eau des aquariums ne doit contenir de l'ammoniac  $\text{NH}_3$  qu'en de très faibles quantités, voire en être totalement dépourvue.

1.1.3 Indiquer, en justifiant, pourquoi la valeur du pH doit être contrôlée afin de ne pas être trop élevée.

#### Couple acido-basique $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

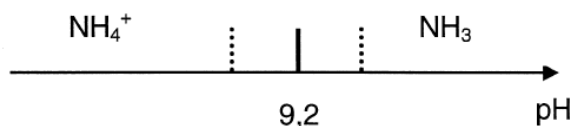
Les déchets organiques produits par les poissons sont une source d'ions ammonium  $\text{NH}_4^+$ . Cette espèce appartient au couple acido-basique  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  où  $\text{NH}_3$  est la formule brute de l'ammoniac.

#### Pictogrammes extraits de la fiche toxicologique de l'ammoniac $\text{NH}_3$ :



Source : <http://www.inrs.fr/>

#### Diagramme de prédominance du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$



pKa du couple  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  : 9,2