



## pH et transformations chimiques : Des comportements différents

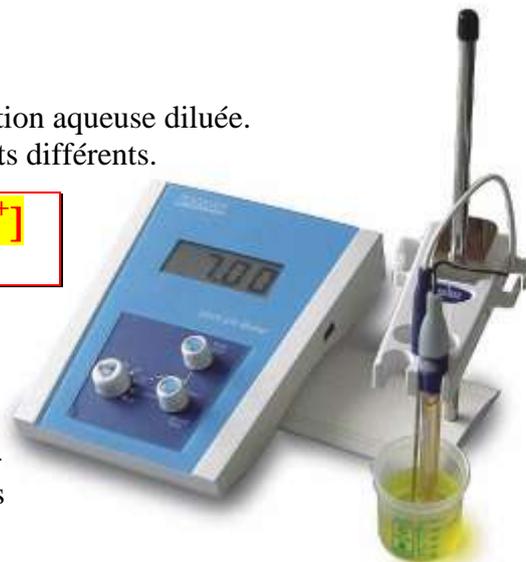
### Objectifs

- Mesurer au moyen d'un pH-mètre le pH d'une solution aqueuse diluée.
- Analyser deux solutions d'acide aux comportements différents.

Le pH est défini par la relation : **pH = - Log [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]**  
La fonction Log correspond au logarithme décimal.

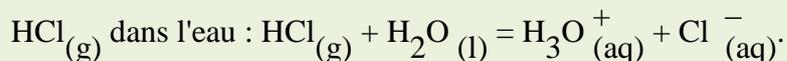
### Protocole expérimental

- ☞ Avant toute mesure de pH il faut afficher la température des solutions étudiées, et étalonner le pH-mètre à l'aide de « solutions tampons » de pH connus 7 puis 4.



### Mesure du pH de solutions d'acide chlorhydrique

- ☞ L'acide chlorhydrique est obtenu par dissolution du chlorure d'hydrogène moléculaire



La solution aqueuse d'acide chlorhydrique s'écrit alors  $[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}]$ .

On dispose d'une solution mère S<sub>1</sub> d'acide chlorhydrique de concentration C<sub>1</sub> = 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup>. À partir de S<sub>1</sub> on souhaite préparer de nouvelles solutions :  
une solution S<sub>2</sub> de concentration C<sub>2</sub> = 10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup>, une solution S<sub>3</sub> de concentration C<sub>3</sub> = 10<sup>-4</sup> mol.L<sup>-1</sup> ...

- Calculer les volumes V<sub>1</sub> à prélever de solution S<sub>1</sub> pour préparer 100 mL de solution S<sub>2</sub>.
- Faire la liste du matériel nécessaire puis préparer cette solution.
- Mesurer les pH des solutions S<sub>1</sub>, S<sub>2</sub>, S<sub>3</sub> ... Compléter le tableau suivant :

Solutions	S <sub>1</sub>	S <sub>2</sub>	S <sub>3</sub>	...
C	10 <sup>-2</sup>	10 <sup>-3</sup>	...	
- log C	2	...		
pH				

- Comparer le pH et « -log C » c'est-à-dire comparer pH et « pC », en traçant pH = f(pC) ; Justifier alors que  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-\text{pC}}$ .



**Mesure du pH de solutions d'acide éthanóique**

☞ Une solution d'acide éthanóique s'obtient par dissolution dans l'eau d'acide éthanóique pur  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  moléculaire :  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (l) + \text{H}_2\text{O} (l) = \text{CH}_3\text{CO}_2^- (aq) + \text{H}_3\text{O}^+ (aq)$ .

- À partir de la solution  $S'_1$  d'acide éthanóique de concentration  $C'_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , préparer comme précédemment des solutions filles  $S'_2, S'_3 \dots$
- Mesurer le pH des solutions  $S'$  et compléter le tableau suivant :

Solutions	$S'_1$	$S'_2$	$S'_3$	...
C	$10^{-2}$	$10^{-3}$	...	
pC	2	...		
pH				

- Comparer le pH et pC en reportant les points sur le graphique des solutions d'acide chlorhydrique.
- Compléter le tableau d'avancement d'une dissolution :

	Avancement	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (aq)$	$+ \text{H}_2\text{O} (l)$	$= \text{CH}_3\text{CO}_2^- (aq)$	$+ \text{H}_3\text{O}^+ (aq)$
E. I.	0	$C \times V$	Excès	0	0
E. Int.	x				
E. F.	$x_f$				

- Justifier l'avancement final  $x_f = V \times 10^{-\text{pH}}$ .
- Justifier qu'en cas de réaction totale alors  $x_{\text{max}} = C \times V$ .
- Calculer le « taux d'avancement » à l'état final  $\tau_f = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$ .

Solutions	$S'_1$	$S'_2$	$S'_3$	...
$X_f$ (mol)				
$X_{\text{max}}$ (mol)				
$\tau_f$ (%)				

- Conclure sur l'avancement de cette dissolution dans l'eau de l'acide éthanóique.