



# Chapitre C1 – Transformations acide-base



## Se positionner

- Une solution aqueuse de pH égale à 3 est : ① acide ② neutre ③ basique
- On ajoute une solution basique à une solution aqueuse de pH = 6. Le pH du mélange final est :  
① inférieur à 6 ② supérieur à 6 ③ égal à 6
- Une solution acide ou basique contient toujours :  
① des ions  $H^+$  et  $HO^-$  ② des ions  $Na^+$  et  $Cl^-$  ③ des électrons ④ des ions  $H^+$  et des électrons
- On dispose d'une solution de sérum physiologique de concentration en ions  $Na^+$  et  $Cl^-$   $C = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$ . On la dilue 100 fois. La solution finale a pour concentration :  
①  $15 \text{ mol.L}^{-1}$  ②  $1,5 \text{ mmol.L}^{-1}$  ③  $1,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Le schéma de Lewis de la molécule d'eau est :  $H - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} - H$  Il comporte :  
① 4 doublets liants ② 4 doublets ③ 4 électrons
- On donne les électronégativités de quelques atomes :  $\chi_H = 2,20$   $\chi_C = 2,55$   $\chi_O = 3,44$ 
  - L'électronégativité indique la capacité d'un atome à attirer les électrons d'une liaison covalente  
① VRAI ② FAUX
  - Lorsque  $\Delta\chi$  entre deux atomes augmente on passe d'une liaison apolaire à polaire  
① VRAI ② FAUX
  - Dans la liaison O-H, l'atome d'oxygène porte une charge partielle positive.  
① VRAI ② FAUX

## Activité 1. Mais comment fonctionne ce jet d'eau ?

Lire les paragraphes A.1 et A.2 du modèle

Donnée : L'hélianthine est qualifié d'indicateur coloré acido-basique, sa couleur dépend du pH de la solution.

L'hélianthine a une forme colorée rouge pour  $pH < 3,1$  et jaune pour  $pH > 4,4$ .

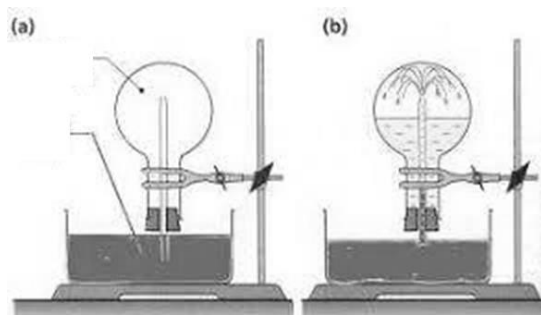
1. L'expérience dite du jet d'eau étant réalisée au bureau, légendier les schémas ci-contre en précisant les noms des espèces chimiques, et les couleurs des différentes solutions.

2. Écrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure d'hydrogène, de formule  $HCl_{(g)}$  dans l'eau, transformation supposée totale.

3. En déduire la formule de la solution finale d'acide chlorhydrique.

4. Quel ion permet d'expliquer la couleur de la solution finale dans le ballon. En déduire le couple acide/base en jeu ainsi que la demi-équation correspondante.

5. On suppose que le ballon contient initialement une quantité  $n_0$  de  $HCl_{(g)}$ . Si tout le chlorure d'hydrogène était dissout, quelle serait la relation entre  $n_0$  et la quantité présente de  $H_3O^+$  dans la solution, notée  $n_{(H_3O^+)}$  ?





## Activité 2. Quand les produits d'entretien font bon ménage !

### Matériel et solutions aqueuses

- solution  $S_1$  d'acide éthanóique  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$  : le vinaigre en est une ;
- solution  $S_2$  d'hydrogénocarbonate de sodium ( $\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HCO}_3^-_{(aq)}$ ) (solution de bicarbonate de soude) ;
- solution  $S_3$  de soude ( $\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$ )

Les concentrations en soluté apporté des trois solutions sont égales à  $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

pH-mètre

Indicateur coloré acido-basique : bleu de bromothymol, de couleur jaune pour  $\text{pH} < 6,0$  et bleue pour  $\text{pH} > 7,6$

Tubes à essais, béchers, éprouvette graduée, agitateur en verre

**Expérience n°1** Vous devez identifier la nature acide ou basique de chacune des solutions fournies.

Préciser la valeur du pH mesuré au pH-mètre.

1. Indiquer le résultat obtenu pour chacune des solutions.
2. Préciser dans chaque cas l'entité responsable du caractère acide ou basique.
3. En déduire les 3 couples acide/base ainsi que les demi-équations correspondantes.

**Expérience n°2**

Mélange 1

Verser dans un bécher 5 mL de la solution  $S_1$  puis ajouter 5 mL de la solution  $S_2$ . Homogénéiser puis identifier la nature acide ou basique de la solution finale.

Préciser la valeur du pH.

Mélange 2

Même travail en ajoutant  $S_3$  à  $S_1$  (mêmes volumes que pour le mélange 1).

Mélange 3

Prévoir l'évolution du pH si on ajoute  $S_3$  à  $S_2$  :

- augmente       reste constant       diminue

Réaliser le mélange (mêmes volumes que pour les autres mélanges) et indiquer l'observation :

- augmente       reste constant       diminue

1. Dans chaque cas, quelle observation permet d'affirmer qu'une réaction chimique s'est bien produite ?
2. Pour chaque mélange, écrire les couples acide-base en jeu, souligner les espèces chimiques qui réagissent afin d'établir l'équation de la réaction acide-base.

Lire le paragraphe A.4 du modèle

3. A partir des activités 1 et 2, identifiez deux espèces chimiques amphotères puis écrire les 2 couples acide-base correspondant à chacune de ces espèces.

## Activité 3. Quel est l'hydrogène échangé ?

1. Rappel : donner le schéma de Lewis des atomes usuels ci-contre.

Les électronégativités sont précisées.

Familles chimiques :

Tous les halogènes (F, Br, I, ...) ont le même schéma que Cl.

P a même schéma que ...

S a même schéma que ...

hydrogène	carbone	azote	oxygène	chlore
$\chi = 2,20$	$\chi = 2,55$	$\chi = 3,04$	$\chi = 3,44$	$\chi = 3,16$

### 2. D'un acide à sa base conjuguée

- a. on considère la formule développée de la molécule d'acide éthanóique ci-contre.

Ajouter les doublets non-liants afin d'obtenir le schéma de Lewis.

- b. Repérer la liaison impliquant un atome d'hydrogène, fortement polarisée puis

entourer l'atome d'hydrogène qui sera libéré par l'acide éthanóique lors d'une réaction acide-base.

Représenter les schémas de Lewis des deux ions obtenus lors de la rupture de cette liaison. Nommer ces deux ions.

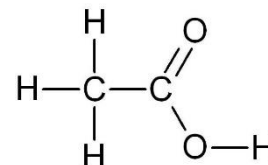
Lire et compléter le paragraphe A4 du modèle.

### 3. D'une base à son acide conjugué

- a. Représenter le schéma de Lewis de la méthanimine  $\text{CH}_3\text{-NH}_2$

b. Entourer en rouge l'atome susceptible de créer une nouvelle liaison et en déduire le schéma de Lewis de l'ion méthanimmonium, acide conjugué de la méthanimine.

4. Représenter le schéma de Lewis de l'eau, de l'ion hydroxyde et de l'ion oxonium.



**Activité 4. Les valeurs de pH et ses variations...**

Lire le paragraphe C du modèle

1. Reporter dans le tableau ci-dessous les valeurs obtenues à l'activité 2 puis compléter le tableau, préciser le caractère acide, basique ou neutre de ces solutions :

Solutions	acide chlorhydrique	Solution de bicarbonate de soude	ammoniaque	vinaigre	soude
$[H_3O^+]$ (mol.L <sup>-1</sup> )	$1,0 \cdot 10^{-2}$		$6,4 \cdot 10^{-10}$		
pH					
Caractère de la solution	<input type="checkbox"/> acide <input type="checkbox"/> neutre <input type="checkbox"/> basique	<input type="checkbox"/> acide <input type="checkbox"/> neutre <input type="checkbox"/> basique	<input type="checkbox"/> acide <input type="checkbox"/> neutre <input type="checkbox"/> basique	<input type="checkbox"/> acide <input type="checkbox"/> neutre <input type="checkbox"/> basique	<input type="checkbox"/> acide <input type="checkbox"/> neutre <input type="checkbox"/> basique

2. Comment évolue le pH si  $[H_3O^+]$  augmente ?

**Activité 5. Mesures de pH de solutions diluées d'acide chlorhydrique**

1. À l'aide de l'activité 1 rappeler l'équation de la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau puis la formule de l'acide chlorhydrique.

2. On note C la concentration en chlorure d'hydrogène apporté pour former la solution d'acide chlorhydrique. Indiquer la relation entre  $[H_3O^+]$  et C.

**Matériel et solutions aqueuses**

Une solution mère  $S_0$  d'acide chlorhydrique de concentration en soluté apporté  $C_0 = 1,0 \cdot 10^{-1}$  mol.L<sup>-1</sup> et des solutions d'acide chlorhydrique diluées fournies (solutions 3 et 6).

Pipettes jaugées de 1,0 ; 5,0 et 10,0 mL

Fioles jaugées de 50,0 mL et 100,0 mL avec bouchons

Béchers de 50 mL

Poire à pipeter

Eau distillée, lunettes

pH-mètre étalonné

3. Avec le matériel proposé, rédiger les protocoles permettant de préparer les solutions diluées n°1 et n°2 (voir tableau ci-dessous) à partir de la solution  $S_0$ .

4. Après validation par le professeur de votre réponse précédente, préparer les deux solutions 1 et 2 à partir de la solution mère.

5. A partir de la solution 3 préparer les solutions 4 et 5.

6. Mesurer le pH de ces solutions puis compléter le tableau.

Solution n°	0	1	2	3	4	5	6
C (mol.L <sup>-1</sup> )	$1,0 \cdot 10^{-1}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-5}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
Calcul du facteur de dilution							
pH théorique							
pH mesuré							

7. Dans quelles conditions peut-on considérer que les résultats expérimentaux sont en accord avec la définition du pH ?

8. A partir des valeurs théoriques de pH, que remarque-t-on chaque fois que l'on dilue 10 fois une solution d'acide ?

9. Montrer que si  $[H_3O^+]_1 = 10x [H_3O^+]_2$  alors  $pH_1 = pH_2 - 1$ .