

Correction des exercices du chapitre 1 :

Attention les corrections ne sont pas toujours rédigées correctement.

Les solutions rédigées sont faites en classe ou dans le livre avec les exercices résolus p 20-21

Correction QCM :

QCM

1. B et C ; 2. B ; 3. A et B ; 4. B et C ; 5. C ; 6. B ; 7. A ; 8. B ; 9. A ; 10. A ; 11. B ; 12. A.

Correction Livret révisions chimie du parcours d'exercices :

Exercice 1 : Lors d'une attaque, les fourmis adoptent pour se défendre une position légèrement arquée sur leurs pattes arrières, contractent leur abdomen afin de projeter le venin sur leur ennemi. Ce venin contient entre autres l'espèce de formule $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$.

La molécule de formule $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$ réagit avec l'eau pour donner l'ion oxonium et l'ion méthanoate $\text{HCO}_2^-(\text{aq})$.

1. Écrire, en justifiant, le couple acide-base auquel appartient $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$.
L'espèce de formule $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$ et l'ion méthanoate de formule $\text{HCO}_2^-(\text{aq})$ s'obtiennent l'un à partir de l'autre par transfert d'un ion hydrogène H^+ . Ils sont donc acide et base conjugués.
La demi-équation acide-base est : $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}^+$

La molécule de formule HCO_2H est donc l'acide du couple car elle cède un ion hydrogène H^+ pour donner l'ion méthanoate HCO_2^- , sa base conjuguée.

Le couple s'écrit en plaçant l'acide à gauche : $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})/\text{HCO}_2^-(\text{aq})$.

2. L'acide formique $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$ réagit avec l'eau selon une transformation non totale. Écrire l'équation. L'eau est la base qui capte un ion hydrogène H^+ pour former l'ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.
Le deuxième couple est donc $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Les demi-équations sont écrites en plaçant les réactifs à gauche :

$$\begin{array}{l} \text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}^+ \\ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \end{array}$$


Exercice 2 : L'éthanoate de sodium est un solide ionique de formule $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}(\text{s})$. On le trouve dans les petites chauffeuses de poche.

1. Écrire l'équation de sa dissolution dans l'eau.
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$
2. Parmi les ions solvatés obtenus, lequel est une base selon la définition de Brønsted ?
L'ion $\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$ est une base selon la définition de Brønsted : $\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) = \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$
3. À quel couple acide-base cet ion appartient-il ?
Il appartient au couple acide-base : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$.

Exercice 3 : L'équation de la réaction entre l'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq})$ et l'ion oxonium s'écrit :
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

1. L'éthylamine est-elle une base ou un acide ? Justifier.
L'éthylamine est une base car elle capte un ion hydrogène pour donner l'acide conjugué.
2. Écrire les couples mis en jeu dans cette réaction.
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) / \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
3. L'ion éthylammonium $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq})$ réagit avec l'eau selon une transformation non totale. Écrire l'équation.
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Exercice 4 : En mélangeant une solution d'hydrogénocarbonate de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$ avec du vinaigre (solution contenant de l'acide éthanóïque), une réaction acide-base a lieu. On observe alors une effervescence.

- Donner la formule chimique de l'acide éthanóïque.
La formule chimique de l'acide éthanóïque est : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$.
- Écrire les couples acide-base mis en jeu au cours de la transformation.
Les couples sont : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$ et $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$.
- Deux réactions opposées ont lieu. Écrire l'équation sachant que la transformation est non totale.
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$
- Justifier l'effervescence observée.
L'effervescence est due à la présence de dioxyde de carbone gazeux.

Exercice 5 : Ci-contre le modèle éclaté de la N-éthyléthanamine, une molécule que l'on utilise dans la synthèse de la lidocaïne, un anesthésique local.



- Écrire la formule semi-développée de la N-éthyléthanamine.
La formule semi-développée est : $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

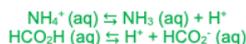
$$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{H} \end{array}$$
- Établir la représentation de Lewis de cette molécule.
La représentation de Lewis est : $\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & & \text{H} & \text{H} & \\ & | & | & & | & | & \\ \text{H} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{N} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{H} \\ & | & | & & | & | & \\ & \text{H} & \text{H} & & \text{H} & \text{H} & \end{array}$
- Cette molécule est-elle un acide ou une base selon la définition de Bronsted ? Justifier
Cette molécule est une amine. La représentation de Lewis montre la présence d'un doublet non liant sur l'atome d'azote N. Grâce à ce doublet non liant, cette molécule est capable de capter un ion hydrogène H^+ , c'est donc une base selon Bronsted.
- En déduire la formule de son espèce conjuguée.
La demi-équation acide-base est : $(\text{C}_2\text{H}_5)_2-\text{NH} + \text{H}^+ = (\text{C}_2\text{H}_5)_2-\text{NH}_2^+$
L'espèce conjuguée est un acide dont la formule est : $(\text{C}_2\text{H}_5)_2-\text{NH}_2^+$.

Exercice 6 : En mélangeant une solution d'hydrogénocarbonate de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$ avec du vinaigre (solution contenant de l'acide éthanóïque), une réaction acide-base a lieu. On observe alors une effervescence.

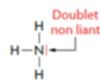
- Donner la formule chimique de l'acide éthanóïque.
La formule chimique de l'acide éthanóïque est : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$.
- Écrire les couples acide-base mis en jeu au cours de la transformation.
Les couples sont : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$ et $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$.
- Deux réactions opposées ont lieu. Écrire l'équation sachant que la transformation est non totale.
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$
- Justifier l'effervescence observée.
L'effervescence est due à la présence de dioxyde de carbone gazeux.

Exercice 7 :

- Parmi les couples suivants, identifier les couples acide-base : $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$; $\text{NH}_4^+(\text{aq})/\text{NH}_3(\text{aq})$; $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})/\text{HSO}_3^-(\text{aq})$; $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$; $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})/\text{HCO}_2^-(\text{aq})$.
 $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$, $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{HCO}_2^-(\text{aq})$ sont les seuls couples acide-base car l'acide et la base ne diffèrent que d'un ion hydrogène H^+ .
- Écrire les demi-équations des couples acide-base.
Les demi-équations sont :



- L'ion hydrogénosulfate $\text{HSO}_4^-(\text{aq})$ est une espèce amphotère. Définir ce terme.
Une espèce amphotère peut se comporter comme un acide ou comme une base.
- Écrire les deux couples acide-base formés par l'ion hydrogénosulfate.
Les deux couples sont : $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) / \text{HSO}_4^-(\text{aq})$; $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- Justifier le caractère basique de l'ammoniac à partir du schéma de Lewis de sa molécule.
Le doublet non liant de l'azote est un site donneur de doublet d'électrons permettant de se lier à l'ion hydrogène :



Exercice 8 : Les espèces chimiques suivantes sont des acides ou des bases selon la théorie de Bronsted : $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$; $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$; $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$; $\text{NH}_3(\text{aq})$; $\text{HO}^-(\text{aq})$; $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$; $\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$; $\text{NH}_4^+(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

- Définir un acide et une base selon la théorie de Bronsted.
Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un ion hydrogène H^+ . Une base est une espèce chimique capable de capter au moins un ion hydrogène H^+ .
- Former les couples acide-base à partir des formules chimiques données ci-dessus.
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$; $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$; $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$; $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) / \text{HO}^-(\text{aq})$.
- Écrire les demi-équations acide-base associées aux couples formés.
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}^+$
 $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+$
 $\text{NH}_4^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}^+$
 $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}^+$
 $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}^-(\text{aq})$
- Justifier que l'eau est une espèce amphotère.
L'eau appartient à deux couples jouant tantôt le rôle d'un acide, tantôt d'une base. C'est une espèce amphotère.
- Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée de l'acide éthanóïque en entourant l'hydrogène acide.
Schéma de Lewis : $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{H} \end{array}$
Formule semi-développée : $\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{H}$

Exercice 9 : Une solution d'acide chlorhydrique de concentration en quantité de matière d'ions oxonium : $[H_3O^+] = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ est diluée d'un facteur 100.

1. Quel est le pH de la solution initiale ?

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{C^0}\right) = -\log\left(\frac{1,5 \times 10^{-3}}{1}\right) = 2,8$$
2. Quel est le pH de la solution diluée ?

$$[H_3O^+] = \frac{1,5 \times 10^{-3}}{100} = 1,5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{C^0}\right) = -\log\left(\frac{1,5 \times 10^{-5}}{1}\right) = 4,8$$

3. Quelle est la solution la plus acide des deux ?
 La solution la plus acide est la moins diluée.

Exercice 10 : Le pH de l'eau d'une piscine doit se situer autour de 7,4.

1. Quelle est la concentration en quantité de matière d'ions oxonium de l'eau de cette piscine ?
 La concentration en quantité de matière d'ions oxonium de l'eau est : $[H_3O^+] = c^0 \cdot 10^{-\text{pH}}$
 On réalise le calcul en appliquant cette formule.
 On sait que $c^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$, donc : $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$.
2. On mesure un pH à 7,6. Peut-on revenir à une valeur correcte de pH à l'aide d'acide chlorhydrique ($H_3O^+(aq)$, $Cl^-(aq)$) ?
 On peut rajouter de la solution d'acide chlorhydrique pour augmenter $[H_3O^+]$ et ainsi faire diminuer le pH.

Exercice 11 : Pour ne pas irriter la peau, l'eau d'une piscine doit avoir un pH compris entre 7,2 et 7,4. La détermination de la concentration en ions oxonium d'une eau de piscine donne $[H_3O^+] = 3,2 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. L'eau de la piscine analysée peut-elle provoquer des irritations ?

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{C^0}\right)$$
 soit $\text{pH} = -\log\left(\frac{3,2 \times 10^{-7}}{1}\right) = 6,5$.
 $\text{pH} < 7,2$, donc l'eau de la piscine ne respecte pas la préconisation et peut-être irritante.
2. Calculer les concentrations en ions oxonium correspondantes à l'intervalle de pH préconisé.
 Pour un $\text{pH} = 7,2$, $[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}} = 1 \times 10^{-7,2} = 6,3 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$.

$$\text{Pour un pH} = 7,4, [H_3O^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}} = 1 \times 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Donc l'eau de la piscine respectera la préconisation si : $4,0 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1} < [H_3O^+] < 6,3 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$.

3. Préciser la nature acide ou basique de l'espèce à ajouter pour retrouver une eau de piscine acceptable.
 La concentration en ions oxonium est trop élevée. Il faut rajouter une espèce basique pour augmenter le pH.

Exercice 12 : Les eaux de pluie ont un pH généralement compris entre 5,5 et 8,0. Cependant, la pollution atmosphérique peut faire baisser leurs pH. Ces pluies sont dites acides si le pH est inférieur à 5,0.

1. Déterminer la concentration en quantité de matière d'ions oxonium à partir de laquelle l'eau de pluie est dite acide.
 Pour un $\text{pH} = 5$, la concentration des ions oxonium est $[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.
 L'eau sera acide si $[H_3O^+] < 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.
2. Calculer le pH d'une eau de pluie dont la concentration en ions oxonium est $[H_3O^+] = 1,6 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.
 Est-elle issue d'une pluie acide ?

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{C^0}\right) = -\log\left(\frac{1,6 \times 10^{-6}}{1}\right) = 5,8$$

donc $\text{pH} = 5,8 > 5,0$, donc cette eau de pluie n'est pas considérée comme acide alors qu'elle l'est pourtant !

Correction préparation à l'ECE :

Préparation à l'ECE

1. Le facteur de dilution est :

$$F = \frac{C}{C_A} = \frac{1 \times 10^{-1}}{1 \times 10^{-2}} = 10.$$

Le volume de la solution à prélever est :

$$V = \frac{V_A}{F} = \frac{50 \times 10^{-3}}{10} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 5 \text{ mL}.$$

Protocole : Prélever à l'aide d'une pipette jaugée un volume de 5,0 mL de la solution S_0 . Verser dans une fiole de 50 mL. Remplir à moitié d'eau distillée. Boucher et agiter. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Boucher et agiter de nouveau.

2. Pour être propice à la fermentation, la solution de saumure finale doit avoir un $\text{pH} = 5,0$.
 La concentration en ions oxonium dans la solution de saumure finale doit être : $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

La quantité d'ions oxonium présents dans la solution de saumure finale est de :

$$n = [H_3O^+] \times V_s = 1,0 \times 10^{-5} \times 1,0$$

$$n = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

Le volume V de la solution S_A d'acide chlorhydrique à prélever est :

$$V = \frac{n}{C_A} = \frac{1,0 \times 10^{-5}}{1,0 \times 10^{-2}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 1,0 \text{ mL}.$$

3. Le pH attendu est donc de 5,0.

Les éventuelles sources d'erreurs expérimentales sont :

- volume de prélèvement de l'acide ;
- étalonnage du pH-mètre ;
- propreté des instruments, etc.

Correction exercice Python :

8 On récupère expérimentalement les valeurs de pH pour différents volumes d'hydroxyde de sodium ajoutés à une solution d'acide acétylsalicylique :

$\text{pH} = 3,3 ; 3,4 ; 3,5 ; 3,6 ; 3,7$

$V(L) = 0,010 ; 0,012 ; 0,014 ; 0,016 ; 0,018$

Compléter le programme Python ci-contre

afin que son exécution affiche le résultat

suivant :

Nombre de valeurs de pH : 5

Nombre de valeurs de volume V : 5

```
1 pH = [ 3.3, 3.4, 3.5, 3.6, 3.7 ]
2 V = [ 0.010, 0.012, 0.014, 0.016, 0.018 ]
3 print('Nombre de valeurs de pH :', len(pH))
4 print('Nombre de valeurs de volume V :', len(V))
```