

Correction exercices chapitres 15-17: forces des acides et des bases.

Exercice 1:

1. et 2.

pH < 7 : solution acide ; pH = 7 : solution neutre ; pH > 7 : solution basique donc:

- solution 1, 2, 3 et 7 : acides.
- solution 4 : neutre
- solution 5, 6 et 8 : basiques.

pH d'une solution contenant un **acide fort** : **pH = -logC** = -log0,010 = 2

pH d'une solution contenant un **acide faible** : **pH > -logC** > 2

pH solution contenant une **base forte**: **pH = 14 + logC** = 14 + log0,010 = 12

pH d'une solution contenant un **base faible** : **pH < 14 + logC** < 12

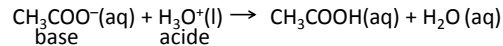
donc:

	acide fort	acide faible	base forte	base faible
solution	1 - 7	2 - 3	6 - 8	5

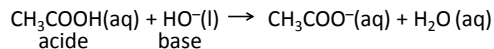
Solution 8: solution d'acide chlorhydrique, contient un acide fort (H_3O^+), pH = 2.

Solution 9: solution d'hydroxyde de sodium, contient une base forte (HO^-), pH=12.

4. CH_3COOH sera majoritaire si le pH est inférieur à 4,8. Le pH vaut 8,2, il doit diminuer donc il faut rajouter des ions oxonium H_3O^+ c'est-à-dire verser dans la solution étudiée – par exemple – de l'acide chlorhydrique.



5. C'est le cas inverse, le pH doit augmenter donc il faut rajouter des ions hydroxyde HO^- c'est-à-dire verser dans la solution étudiée – par exemple – une solution d'hydroxyde de sodium.



Exercice 2:

1. $\xrightarrow[pKa=4,8]{CH_3COOH \text{ majoritaire} \quad | \quad CH_3COO^- \text{ majoritaire}}$ pH

2. pH=8,2 > pKa donc CH_3COO^- est majoritaire.

3. Montrer en utilisant l'expression de K_a que l'espèce majoritaire est effectivement CH_3COO^- :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_{eq} \times [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-pKa}}{10^{-pH}} = \frac{10^{-4,8}}{10^{-8,2}} = 2511$$

donc $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} > 1$ donc CH_3COO^- est majoritaire (très majoritaire)

Exercice 3:

1. 2. $\underset{\text{acide}}{HCOOH(aq)} + \underset{\text{base}}{HO^-(l)} \rightarrow \underset{\text{acide}}{HCOO^-(aq)} + \underset{\text{base}}{H_2O(aq)}$

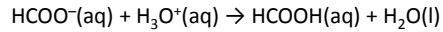
EI (mol)	0,050	0,030	0	excès
En cours de trans (mol)	0,050 - x	0,030 - x	x	excès
EF (mol)	0,050 - x_m 0,020	0,030 - x_m 0	x_m 0,030	excès

3.

$$[HCOO^-]_{eq} = \frac{n(HCOO^-)_{eq}}{V} = \frac{0,030}{0,500} = 0,060 \text{ mol/L}$$

$$[HCOOH]_{eq} = \frac{n(HCOOH)_{eq}}{V} = \frac{0,020}{0,500} = 0,040 \text{ mol/L}$$

$$pH = pKa + \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 3,75 + \log \frac{0,060}{0,040} = 3,93$$

Exercice 4:

D'après l'équation-bilan:
$$\frac{n(\text{HCOOH})_{\text{formé}}}{1} = \frac{n(\text{HCOO}^-)_{\text{cons}}}{1}$$

$$n(\text{HCOOH})_{\text{formé}} = 0,040 \text{ mol}$$

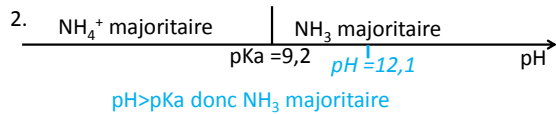
Exercice 5:

1. $[\text{HO}^-] = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,5 \cdot 10^{-2}} = 6,67 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 6,67 \cdot 10^{-13} = 12,1$$



donc
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}} = \frac{(10^{-\text{pH}})^2}{C - 10^{-\text{pH}}} = \frac{(10^{-2,74})^2}{2,00 \cdot 10^{-2} - 10^{-2,74}} = 1,82 \cdot 10^{-4}$$

3.b. $\text{pKa} = -\log K_a = -\log 1,82 \cdot 10^{-4} = 3,74$

4. $\text{pKa}(\text{HF}) = 3,17$

$\text{pKa}(\text{HF}) < \text{pKa}(\text{HCOOH})$ donc l'acide HF est plus fort que l'acide HCOOH.

Exercice 7:

1. }
 2.a. } Idem ex 6.
 2.b. }
 2.c. }

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}$$

On pose $x = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ $K_a = \frac{x^2}{C - x}$

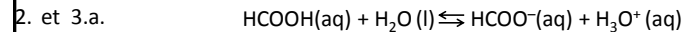
$$K_a \cdot (C - x) = x^2$$

$$x^2 + K_a \cdot x - K_a \cdot C = 0$$

Exercice 6:

1. $-\log C = -\log 2,00 \cdot 10^{-2} = 1,70$

$\text{pH} = 2,74 > -\log C$ donc HCOOH est un acide faible



El (mol)	n_0	excès	0	0
En cours de trans (mol)	$n_0 - x$	excès	x	x
EF (mol)	$n_0 - x_f$	excès	x_f	x_f

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot x_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}}$$

D'après le tableau d'avancement : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{eq}} = x_f$

$$n(\text{HCOO}^-)_{\text{eq}} = x_f$$

$$n(\text{HCOOH})_{\text{eq}} = n_0 - x_f$$

donc
$$\begin{cases} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \frac{x_f}{V} \\ [\text{HCOO}^-]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \\ [\text{HCOOH}]_{\text{eq}} = C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \end{cases}$$

Méthode 1: $K_a = 10^{-\text{pKa}} = 10^{-3,75} = 1,78 \cdot 10^{-4}$

$$K_a \cdot C = 10^{-3,75} \times 0,0300 = 5,33 \cdot 10^{-6}$$

L'équation devient : $x^2 + 1,78 \cdot 10^{-4} \cdot x - 5,33 \cdot 10^{-6} = 0$

On «rentre cette équation» dans la calculatrice, le résultat est :

$$x_1 = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$x_2 = -2,40 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \rightarrow \text{impossible résultat négatif}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = -\log(2,22 \cdot 10^{-3}) = 2,65$$

Méthode 2 :

$$\Delta = Ka^2 + 4 \times Ka \times C$$

$$x_1 = \frac{-Ka + \sqrt{Ka^2 + 4 \times Ka \times C}}{2}$$

~~$$x_2 = \frac{-Ka - \sqrt{Ka^2 + 4 \times Ka \times C}}{2}$$

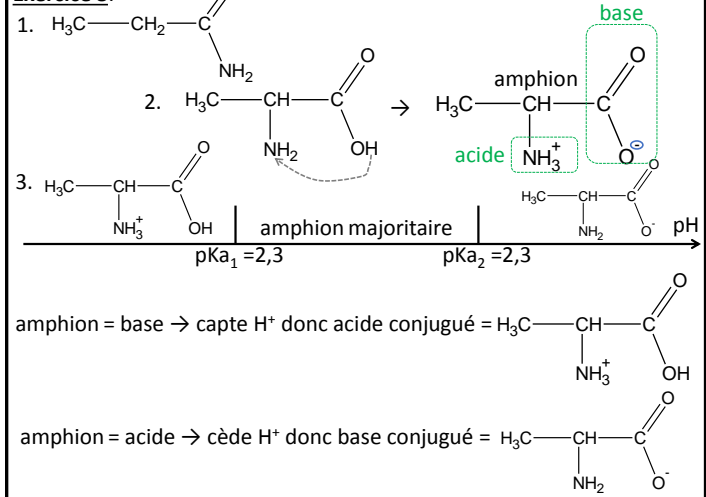
impossible $x_2 < 0$~~

$$[H_3O^+]_{eq} = \frac{-10^{-3,75} + \sqrt{(10^{-3,75})^2 + 4 \times 10^{-3,75} \times 0,0300}}{2}$$

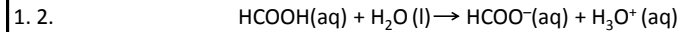
$$[H_3O^+]_{eq} = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H_3O^+]_{eq} = 2,65$$

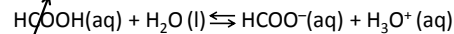
Exercice 8:



Exercice 9:



EI (mol)	n_0	excès	0	0
En cours de trans (mol)	$n_0 - x$	excès	x	x
EF (mol)	$n_0 - x_m$ 0	excès	x_m	x_m



EI (mol)	n_0	excès	0	0
En cours de trans (mol)	$n_0 - x$	excès	x	x
EF (mol)	$n_0 - x_f$	excès	x_f	x_f

3. $\tau = \frac{x_f}{x_m}$

D'après le tableau d'avancement, $x_f = n(H_3O^+)_{formé}$

D'après le tableau d'avancement, $x_m = n_0$

$$\text{donc } \tau = \frac{n(H_3O^+)_{formé}}{n_0} = \frac{[H_3O^+]xV}{C \times V} = \frac{[H_3O^+]}{C_0} = \frac{10^{-pH}}{C_0}$$

```

C=float(input('Valeur de la concentration apportée C'))
pH = float(input('Valeur du pH de la solution'))
tau = 10**(-pH)/C

print (tau)
    
```

Exercice 10:

$$1. \quad n_0 = n(\text{AH})_{\text{eq}} + n(\text{A}^-)_{\text{eq}}$$

$$\frac{n_0}{V} = \frac{n(\text{AH})_{\text{eq}}}{V} + \frac{n(\text{A}^-)_{\text{eq}}}{V}$$

$$C = [\text{AH}]_{\text{eq}} + [\text{A}^-]_{\text{eq}}$$

$$2. \quad \left. \begin{aligned} K_a &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \\ [\text{A}^-]_{\text{eq}} &= C - [\text{AH}]_{\text{eq}} \end{aligned} \right\} \begin{aligned} K_a &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times (C - [\text{AH}]_{\text{eq}})}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \\ K_a \times [\text{AH}]_{\text{eq}} &= [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times (C - [\text{AH}]_{\text{eq}}) \end{aligned}$$

$$[\text{AH}]_{\text{eq}} \times (K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}) = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times C$$

$$[\text{AH}]_{\text{eq}} = \frac{C \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}$$

3.

$$[\text{A}^-]_{\text{eq}} = C - [\text{AH}]_{\text{eq}} = C - \frac{C \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}} = \frac{C \cdot (K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}) - C \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}$$

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

$$[\text{AH}]_{\text{eq}} = \frac{C \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}$$

$$4. \quad \text{pourcent_AH} = \frac{n(\text{AH})_{\text{eq}}}{n_0} \times 100 = \frac{[\text{AH}]_{\text{eq}}}{C} \times 100$$

$$\text{pourcent_A}^- = \frac{n(\text{A}^-)_{\text{eq}}}{n_0} \times 100 = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{C} \times 100$$

```
import matplotlib.pyplot as plt
import numpy as np
pKa= float(input('valeur de pKa'))
C=float(input('valeur de la concentration apportée C'))
pH = np.linspace(0,14)
H3O=10**(-pH)
Ka=10**(-pKa)

AH=C*H3O/(Ka+H3O)
A=C*Ka/(Ka+H3O)

pourcent_AH = AH/C*100
pourcent_A = A/C*100
```

```
plt.plot(pH,pourcent_AH, 'o-', label='% AH')
```

```
plt.plot(pH,pourcent_A, 'x-', label='% A-')
```

4. (autre méthode)

$$\text{pourcent_AH} = \frac{n(\text{AH})_{\text{eq}}}{n_0} \times 100 = \frac{[\text{AH}]_{\text{eq}}}{C} \times 100 = \frac{\frac{C \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}}{C} \times 100$$

$$\text{pourcent_AH} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}} \times 100$$

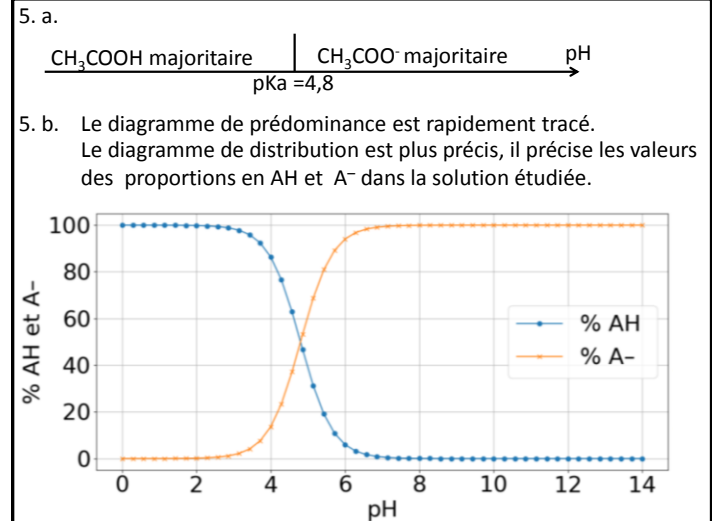
$$\text{pourcent_A}^- = \frac{K_a}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}} \times 100$$

```

import matplotlib.pyplot as plt
import numpy as np
pKa= float(input('valeur de pKa'))
C=float(input('valeur de la concentration apportée C'))
pH = np.linspace(0,14)
H3O=10**(-pH)
Ka=10**(-pKa)
pourcent_AH=  $\frac{[H_3O^+]_{eq}}{Ka + [H_3O^+]_{eq}} \times 100$ 
pourcent_A=  $\frac{Ka}{Ka + [H_3O^+]_{eq}} \times 100$ 
pourcent_AH = H3O/(Ka+H3O)*100
pourcent_A = Ka/(Ka+H3O)*100

plt.plot(pH,pourcent_AH, 'o-', label='% AH ')
plt.plot(pH,pourcent_A, 'x-', label='% A-')

```



5. c. (4,8 – 50%) $[CH_3COO^-] = [CH_3COOH]$

$$pH = pKa + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 4,8 + \log 1 = 4,8$$

Exercice 11:

1. $V_{eq} = 10 \text{ mL}$
2. $pH_{eq} = 8,0 \text{ m} \in [7,2 - 8,8]$ donc on choisit le rouge de crésol.
- 3.a. 3.b.

	$HNO_2(aq) + HO^-(aq) \rightarrow$		$NO_2^-(aq) + H_2O(aq)$	
EI (mol)	$1,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-4}$	0	excès
En cours de trans (mol)	$1,0 \times 10^{-3} - x$	$5,0 \times 10^{-4} - x$	x	excès
EF (mol)	$1,0 \times 10^{-3} - x_m$ $5,0 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-4} - x_m$ 0	x_m $5,0 \times 10^{-4}$	excès

$n_a = C_a \cdot V_a = 0,10 \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 $n_b = C_b \cdot V_{eq} / 2 = 0,10 \times 5,0 \cdot 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$

3.c.

$$[HCOO^-]_{eq} = \frac{n(HCOO^-)_{eq}}{V} = \frac{5,0 \times 10^{-4}}{15 \cdot 10^{-3}} = 0,033 \text{ mol/L}$$

10 + 5

$$[HCOOH]_{eq} = \frac{n(HCOOH)_{eq}}{V} = \frac{5,0 \times 10^{-4}}{15 \cdot 10^{-3}} = 0,033 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{HNO}_2]_f}{[\text{NO}_2^-]_f} = \text{pKa} + \log \frac{0,033}{0,033} = \text{pKa}$$

Par lecture graphique, pour $V_{\text{versé}} = 5 \text{ mL}$, on lit $\text{pH} = 3,25$ donc $\text{pKa} = 3,25$.