

*Série N° 1*  
**Réactions Acide-Base**

**Exercice 1** (Acide –base : Définitions, Réactions- forces...)

- 1) Donner la définition d'un acide et d'une base au sens de Bronsted.
- 2) On considère les couples acide-base suivants :  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  ;  $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ 
  - a) Indiquer en justifiant votre choix, quels sont les acides parmi les couples ci-dessus.
  - b) Ecrire pour chaque couple la demi-équation acido-basique.

- 3) Soient les demi-équations acido-basiques :



- a) Indiquer en justifiant votre choix, quelles sont les bases parmi les espèces chimiques ci-dessus.
  - b) Ecrire le couple acido-basique pour chaque demi-équation.
  - c) Quelle propriété acido-basique possède l'eau. Justifier votre réponse.
- 4)
    - a) Définir une réaction acido-basique.
    - b) Ecrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'**acide nitreux**  $\text{HNO}_2$  et l'ammoniac  $\text{NH}_3$ .
  - 5) Définir par ordre croissant, pour une concentration égale, l'acidité des couples ci-dessous :

Couple acide/base	pKa
$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ : acide éthanoïque	4,75
$\text{ClCH}_2\text{-COOH}/\text{ClCH}_2\text{-COO}^-$ : acide monochloroéthanoïque	2,85
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3^+/\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$ : Ethanamine	10,8
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ : Aniline	4,6

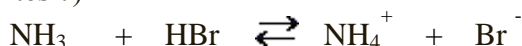
**Exercice 2** (pH du sang)

A la température de 37 °C, le pK<sub>e</sub> est égal à 13,72.

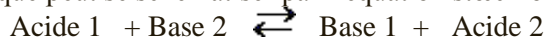
- a) Quel est le pH d'une solution neutre à cette température ?
- b) Un sang de pH égal à 7,39 est-il neutre ?

**Exercice 3:** (espèces dominantes, diagramme de prédominance)

Dans quel sens évolue préférentiellement le système suivant, en milieu aqueux (quelles sont, à l'équilibre, les espèces dominantes ?)



Rappel ; Un équilibre acido-basique peut se schématiser par l'équation stœchiométrique :



1 et 2 désignant les deux couples acido-basiques.

Si l'acide 1 est le plus fort des deux acides, la base 2 est nécessairement la base la plus forte, et la réaction, évolue préférentiellement dans le sens 1 ( $\rightarrow$ ), qui produit les deux espèces les plus faibles.

Mais si l'acide 2 est le plus fort, le même raisonnement conduit à la conclusion opposée (sens 2).

Les espèces dominantes sont donc les produits de la réaction entre l'acide le plus fort et la base la plus forte.

Pour savoir dans quel sens l'équilibre évolue préférentiellement, il suffit alors de savoir quel est le plus fort des deux acides : c'est celui du couple dont la constante d'acidité  $K_a$  est la plus grande (ou dont le  $pK_a$  est le plus petit)

- 1) Déterminer les deux couples acide/base intervenant dans cet équilibre
- 2) Dans quel sens la réaction aura-t-elle lieu préférentiellement ?
- 3) La réaction peut-elle être considérée quasi-totale ? Justifiez

Données  $K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 5,7 \cdot 10^{-10}$  et  $K_a(\text{HBr}/\text{Br}^-) = 1,0 \cdot 10^9$

#### Exercice 4 (Calcul de concentrations en utilisant le tableau d'avancement)

- 1) Ecrire l'équation de la réaction de l'acide éthanóique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  avec l'eau.
- 2) Si on ajoute 0,010 mol de cet acide dans 1,0 L d'eau pur, le pH est 3,8. En déduire les concentrations dans l'état final  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ ,  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f$  et  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f$ .
- 3) Déterminer la constante  $K_a$  de cet équilibre.

#### Exercice 5 (calcul de pH de solution diluée)

Une solution aqueuse S d'hydroxyde de sodium (soude) est préparée par dissolution totale du solide NaOH (s).

La solution obtenue est une solution de base forte de concentration  $C = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

- 1) Quelle est la masse de cristaux de soude à dissoudre dans un litre d'eau pour préparer S?
- 2) Écrire l'équation de la dissolution.
- 3) Calculer le pH de la solution S.
- 4) On dilue dix fois la solution S : on obtient une solution S'. Quel est le pH de la solution S' ?

Données :  $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$   $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.g.mol}^{-1}$   $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

#### Exercice 6 : (Calcul de pH acide et basique)

- 1) Calculer le pH des solutions ci-dessous, en appliquant la méthode générale.
  - a) Acide iodhydrique (HI) :  $c_1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$  et  $c_2 = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol.l}^{-1}$ .
  - b) Hydroxyde de baryum  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  :  $c = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$
- 2) Calculer le pH des solutions ci-dessous, en utilisant les relations approchées  $pK_a(\text{HF}/\text{F}^-) = 3,2$ 
  - a) Fluorure de potassium (KF) :  $c = 0,3 \text{ mol.l}^{-1}$ .
  - b) Iodure de potassium (KI) :  $c = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ .

#### Exercice 7 (calcul de degré de dissociation- Examen juillet 2017)

Deux solutions aqueuses ont le même pH :

La première contient 0,8 mole.  $\text{l}^{-1}$  d'un acide faible  $\text{CH}_3\text{COOH}$

La seconde contient 0,005 mole.  $\text{l}^{-1}$  d'acide chlorhydrique (acide fort HCl)

- 1) Quel est le **pH** commun à ces deux solutions
- 2) Quelle est la constante d'acidité  **$K_a$**  de l'acide faible ? Quel est son degré de dissociation  **$\alpha$**  dans la solution considérée ?
- 3) On mélange des volumes égaux des solutions précédentes
  - a) Écrire les réactions qui ont lieu
  - b) Déduire les espèces présentes en solution (seulement les citer, **le calcul des concentrations n'est pas demandé**)

### Exercice 8 (mélange acide)

Calculer le pH des solutions suivantes :

- 1) Mélange qui contient  $\text{HNO}_2$  ( $c_1 = 0,1\text{M}$ ) et  $\text{HCN}$  ( $c_2 = 0,3\text{M}$ ).
- 2) Mélange de 50 ml de  $\text{HF}$  ( $c_1 = 0,2\text{ M}$ ) et 50 ml de  $\text{HNO}_2$  ( $c_2 = 0,2\text{ M}$ ).

On donne:  $\text{p}K_a(\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-) = 3,4$  ;  $\text{p}K_a(\text{HCN}/\text{CN}^-) = 9,3$  ;  $\text{p}K_a(\text{HF}/\text{F}^-) = 3,14$

### Exercice 9(Solution tampon)

Une solution tampon est obtenue en mélangeant 200 ml d'une solution d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) à  $2\text{ mol.l}^{-1}$  avec 300 ml d'une solution de chlorure d'ammonium ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) à  $1,3\text{ mol.l}^{-1}$ .

- 1) Donner les équations des réactions qui se produisent en solution.
- 2) Calculer les concentrations de la base ( $\text{NH}_3$ ) et de l'acide ( $\text{NH}_4^+$ ) dans le mélange.
- 3) Calculer le pH de cette solution.
- 4) Quelle est la valeur du pH après addition de 0,02 mole d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans ce tampon ? conclure.
- 5) Donner deux autres caractéristiques de la solution

On donne :  $\text{p}K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,24$

### Exercice 10 (Dosage acide-Base)

On souhaite vérifier la composition d'un comprimé contenant de l'acide ascorbique ou vitamine C, de formule  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ .

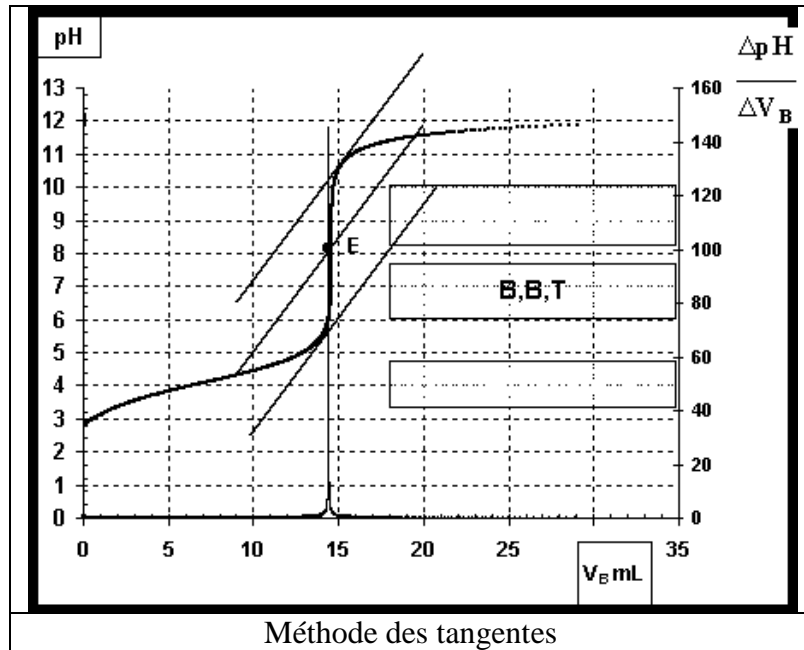
Pour cela, on dissout un comprimé dans de l'eau distillée.

On obtient 100 ml de solution sur lesquels on prélève 10,0 ml que l'on place dans un becher, en ajoutant quelque goutte de l'indicateur coloré approprié et on dose par une solution d'hydroxyde de sodium à  $2,0 \times 10^{-2}\text{ mol / l}$ . (= On ajoute des volumes : 0 ml ;... 10 ml ...; 20 ml ;... 30 ml ; ...40 ml ; ... ml de  $\text{NaOH}$  :petit à petit à l'aide d'une burette et on mesure pour chaque volume, la valeur de pH correspondante)

La courbe correspondant à ce dosage est représentée ci-après.

- a) Déterminer la position du point équivalent E (déjà indiquée sur les courbe et sera expliquée)
- b) Calculer la concentration de la solution dosée.
- c) Calculer la masse de vitamine C contenue dans le comprimé
- d) En utilisant le tableau suivant, dites s'il est judicieux d'utilisatier du BBT comme indicateur coloré pour ce dosage ?

Indicateur coloré	Zone de virage
Bleu de bromophémol	3,0 – 4,6
Hélianthine	3,1 – 4,4
Vert de bromocrésol	4,0 – 5,6
Bleu de bromothymol	6,2 – 7,6
Phénolphtaléine	8,0 – 10,0
Acide trinitrobenzoïque	12,0 – 13,5



Déterminons la position du point équivalent E