

# serie N°7: Les acides et les bases

2010-2011

- 4<sup>ème</sup> TEC -  

Sc.physiques

**EXERCICEN°1 :**

On dispose de  $V = 500\text{mL}$  de solution d'acide fluorhydrique HF de concentration en soluté apporté  $C=2,0 \cdot 10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ . Son  $\text{pH} = 2,5$ .

- 1- Donner l'équation de la réaction entre l'acide HF<sub>(aq)</sub> et l'eau.
- 2- Calculer la concentration des ions oxonium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> à l'état final.
- 3- Compléter le tableau d'avancement ci-dessous :

	HF <sub>(aq)</sub>	+ H <sub>2</sub> O		
Etat initial				
Etat interm.				
Etat équilibre				
Etat final				

- 4- Si la réaction était totale quelle serait la valeur du pH de la solution ?
- 5- Calculer le taux d'avancement  $\tau$  Conclure.
- 6- Calculer le quotient de réaction à l'équilibre K.

**EXERCICEN°2 :**

On dissout séparément dans l'eau deux bases notées B<sub>1</sub> et B<sub>2</sub>, on prépare deux solutions (S<sub>1</sub>) et (S<sub>2</sub>) dont la base la plus faible est l'ammoniac NH<sub>3</sub>

On donne :  $\text{p}K_{a2} = 10,7$  pour le couple B<sub>2</sub>H<sup>+</sup>/ B<sub>2</sub>.

$\text{p}k_{a2} = 9,2$  pour le couple B<sub>2</sub>H<sup>+</sup>/ B<sub>2</sub>.

- 1- a- Préciser, en justifiant, laquelle des bases B<sub>1</sub> et B<sub>2</sub> est la plus forte?
  - b- En déduire laquelle des deux bases correspond à l'ammoniac.
  - 2- a- Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de l'ammoniac dans l'eau
  - b- Sachant que le pH de la solution d'ammoniac étudiée est de 10,6
- Etablir l'expression de la concentration initiale de cette solution en fonction de pKa et de pH.  
Déterminer sa valeur.

**EXERCICEN°3 :**

On considère quatre solutions acides, de même concentration  $C=10^{-2}\text{mol L}^{-1}$ .

Les pH de ces solutions, mesurés à 25°C sont indiqués dans le tableau suivant:

solution d'acide	A <sub>1</sub> H	A <sub>2</sub> H	A <sub>3</sub> H	A <sub>4</sub> H
pH	3,4	2	5,6	2,9

- 1°) a/Qu'appelle-t-on acide fort ? Qu'appelle-t-on acide faible?
- b/en utilisant le tableau ci-dessus, préciser le (s)acide(s) faible(s)et le(s) acide(s) fort(s).
- 2°) a/Pour chaque acide faible, calculer le coefficient de dissociation de l'acide dans l'eau.  
Classer ces acides, selon leur force.
- b/ Etablir une relation entre la constante d'acidité K<sub>a</sub> du couple AH/A<sup>-</sup> et le coefficient de dissociation de l'acide dans l'eau.
- c/ Calculer la constante d'acidité K<sub>a</sub> de chaque acide faible.  
Classer respectivement ces acides selon leurs K<sub>a</sub> respectives.
- 3°) On dilue 10 fois la solution n°1 le pH est alors égal à 3,9.

Quelle est la nouvelle valeur du coefficient de dissociation de l'acide  $A_1H$   
 Comparer au coefficient de dissociation de l'acide  $A_1H$  calculé dans la question 2.  
 4°) Quel est l'effet de la dilution sur l'équilibre chimique de couple  $A_1H/A_1^-$ .

**EXERCICEN°4 :**

Soit une solution  $S_1$  d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . Le pH-mètre affiche sensiblement  $\text{pH} = 1$  à  $25^\circ\text{C}$ . On veut préparer, à partir de  $S_1$ , deux solutions  $S_2$  et  $S_3$  ayant respectivement pour concentration  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

- a) Quel est le matériel utilisé ? Comment procède-t-on?  
 b) Quel est le pH de chacune des solutions  $S_2$  et  $S_3$ ? Justifier.

2- On recommence la même expérience à partir d'une solution  $S'_1$  d'un acide  $AH$  de concentration  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Le pH-mètre donne à  $25^\circ\text{C}$  les valeurs de pH suivantes

Solution	H	p
$S'_1$	9	2,
$S'_2$	4	3,
$S'_3$	9	3,

- a) En comparant les pH des solutions  $S_1$  et  $S'_1$  que peut-on conclure sur l'acide  $AH$  ?  
 b) En utilisant les résultats expérimentaux précédents, donner l'allure des courbes  $\text{pH} = f(-\log c)$  pour chacun des 2 acides (c étant la concentration molaire des solutions). Précisez cette allure

Lorsque la dilution augmente, les concentrations des solutions acides devenant très faibles. Quelle réflexion vous suggère la comparaison de ces deux courbes?

3 -a) Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution  $S'_1$  d'acide  $AH$ .

b) Calculer le taux d'avancement de la réaction d'ionisation de l'acide  $AH$  pour les 3 solutions  $S'_1$ ,  $S'_2$ ,  $S'_3$ .

Interpréter qualitativement la variation observée.

**EXERCICEN°5 :**

1°/ On considère un litre d'une solution d'ammoniac de  $\text{pH} = 11,1$  obtenu en dissolvant  $0,1 \text{ mol}$  d'ammoniac  $\text{NH}_3$  par litre de solution. On notera  $C_1$  la concentration de cette solution.

a) Déterminer la quantité d'ions  $\text{OH}^-$  présents dans cette solution, le comparer au nombre de moles d'ammoniac introduit.

b) Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.

2°/ On dilue la solution d'ammoniac de concentration  $C_1$ , pour obtenir  $100 \text{ ml}$  d'une solution de concentration

$$C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

On dispose du matériel et des produits suivants :

- Pipettes de  $10 \text{ mL}$  et  $20 \text{ mL}$
- Fioles jaugées de  $250$  et  $100 \text{ mL}$
- Une solution d'ammoniac de concentration  $C_1 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Eau distillée

a) indiquer les manipulations à réaliser pour préparer la solution de concentration  $C_2$ .

b) Le pH de la solution obtenu après dilution est  $10,6$ .

Déterminer le nombre des moles  $n_2$  d'ions  $\text{OH}^-$  présents dans 100mL de cette solution, le comparer au nombre de moles  $\text{OH}^-$  présents dans le volume de la solution d'ammoniac de concentration  $C_1$  que l'on a prélevé.

En déduire l'effet de la dilution sur la solution d'ammoniac.

c) on effectue la même dilution mais en utilisant une solution de soude de  $\text{pH} = 12$ , quel sera le  $\text{pH}$  de la solution obtenue ? Justifier la réponse.

### **EXERCICE N°6 :**

On dispose d'une solution aqueuse  $S_1$  d'une base B de concentration  $C_1 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  son  $\text{pH}$  est égal à 11,1.

1) Montrer que B est une base faible ?

2) A partir d'un volume  $V_1$  de  $S_1$  que l'on calculera, on obtient un volume  $V_2 = 100 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse  $S_2$  de concentration  $C_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ; son  $\text{pH}$  est égal à 10,8.

Déterminer pour la solution  $S_1$  puis pour la solution  $S_2$  le taux d'avancement de chaque réaction d'ionisation de chaque acide dans l'eau.

Conclure quant à l'effet de la dilution sur la réaction d'une base faible avec l'eau.

3) Une solution aqueuse S d'éthanoate de Sodium ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) prise à  $25^\circ \text{C}$ .

La solution S est obtenue en dissolvant une quantité d'éthanoate de Sodium ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) qu'on notera (A Na) dans de l'eau distillée. On obtient une solution basique diluée de concentration  $C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Dans cette solution une très faible quantité de la forme basique  $\text{A}^-$  s'est transformée en AH selon l'équation de la réaction  $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AH} + \text{OH}^-$

a- Montrer que le  $\text{pH}$  de la solution a pour expression  $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_a + \frac{1}{2} \log C$

On négligera les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau devant ceux provenant de  $\text{A}^-$

Le  $\text{pK}_a$  du couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  est 4,8.

b- Peut-on comparer, en solution aqueuse, la force relative des bases  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  et B.

### **EXERCICE N°7 :**

Toutes les solutions aqueuses sont à  $25^\circ \text{C}$ , température à laquelle le produit ionique de l'eau est égal à  $10^{-14}$

On dispose des solutions aqueuses  $S_1$  et  $S_2$  de deux acides notés respectivement  $\text{HA}_1$  et  $\text{HA}_2$ . Les  $\text{pH}$  des deux solutions ont la même valeur  $\text{pH} = 3$ . L'un des acides est faible et l'autre est fort.

1- Calculer la quantité d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ , contenues dans  $10 \text{ cm}^3$  de chaque solution.

2- On dilue  $10 \text{ cm}^3$  de chaque solution avec de l'eau distillée jusqu'à obtenir  $200 \text{ cm}^3$  de solution. La dilution de  $S_1$  donne une solution  $S'_1$  de  $\text{pH}_1 = 3,65$  et celle de  $S_2$  donne une solution  $S'_2$  de  $\text{pH}_2 = 4,3$ .

a- Calculer les quantités  $n'_1$  et  $n'_2$  d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  contenues respectivement dans les solutions  $S'_1$  et  $S'_2$ .

b- Identifier la solution initiale correspondant à l'acide fort. Justifier la réponse.

c- Calculer la concentration molaire de la solution initiale de l'acide fort.

3- Le  $\text{pK}_a$  correspondant à l'acide faible est égale à 3,8.

a- Montrer que la concentration molaire de la solution initiale d'un acide faible peut s'exprimer par la relation :  $C = 10^{\text{pK}_a - 2\text{pH}}$

On suppose que l'acide est faiblement dissocié en solution aqueuse diluée

b- Calculer la concentration molaire C de la solution initiale de l'acide faible.

4- Calculer les coefficients de dissociation de l'acide faible dans l'eau avant et après la dilution. Les comparer.

Ces résultats sont-ils en accord avec la loi de modération relative aux équilibres chimiques ? Justifier.

### **EXERCICE N°8 :**

On considère trois solutions basiques, de même concentration  $C=10^{-2}$  mol L<sup>-1</sup>.  
Les pH de ces solutions, mesurés à 25° C, sont indiqués dans le tableau suivant :

Solution de base	B <sub>1</sub>	B <sub>2</sub>	B <sub>3</sub>
pH	10,95	10,6	12

1- a- En utilisant le tableau ci-dessus, montrer que B<sub>3</sub> est une base forte et que B<sub>1</sub> et B<sub>2</sub> sont des bases faibles

b-Comment peut-on comparer, en solution aqueuse, la force relative des deux bases faibles

c- Classer ces bases par ordre de force croissante.

2- - a- Enumérer toutes les espèces chimiques, autres que l'eau, constituant la solution S<sub>2</sub>

b- Calculer leurs concentrations molaires et vérifier que la valeur de la constante d'acidité K<sub>a</sub> du couple B<sub>2</sub>H<sup>+</sup> / B<sub>2</sub> est égal à  $6,3 \cdot 10^{-10}$

3-Le pK<sub>a</sub> du couple BH<sup>+</sup> / B peut s'écrire :  $pK_a = pH + \log [BH^+] / [B]$

a- Déduire l'expression du pH d'une solution aqueuse de base faible en fonction de sa concentration initiale C, de son pK<sub>a</sub> et du pK<sub>e</sub> (en suppose que [B] = C pour une base faiblement dissociée en solution aqueuse diluée).

b- Classer les bases faibles étudiées ainsi que leurs acides conjugués selon leurs pK<sub>a</sub> respectifs.

c-Si on dilue, dix fois, séparément, chacune des deux solutions des bases B<sub>1</sub> et B<sub>2</sub>.

Les valeurs des concentrations molaires, des pH des nouvelles solutions ainsi que celles des pK<sub>a</sub> correspondant seraient-elles modifiées ? Si oui, que deviennent les nouvelles valeurs.

### **EXERCICE N°9 :**

On considère les couples suivants : HF/F<sup>-</sup> (K<sub>b1</sub>= $1.58 \cdot 10^{-11}$ ) et HNO<sub>2</sub>/NO<sub>2</sub> (K<sub>a2</sub>= $5 \cdot 10^{-4}$ )

1- Comparer, en le justifiant, les forces des acides d'une part et les forces des bases d'autre part.

2- Ecrire les équations des réactions de l'acide HNO<sub>2</sub> et de la base F<sup>-</sup> avec l'eau.

3-Ecrire l'équation de la réaction mettant en jeu les couples HF/F<sup>-</sup> et HNO<sub>2</sub>/NO<sub>2</sub> (HF à gauche).

4-Montrer que la constante d'équilibre K relative à cette réaction a pour expression :  $K = k_e / (K_{a2} \cdot K_{b1})$  et calculer sa valeur.

5-Comparer les forces de deux acides, en utilisant la valeur de K.

### **EXERCICE N°10 :**

On considère les deux couples acides/bases suivants :

A : acide benzoïque C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH / ..... pK<sub>a</sub>=4,2

B : ion ammonium NH<sub>4</sub><sup>+</sup> / ..... pK<sub>a</sub> = 9,2

1) Remplir les pointillés dans chaque couple.

2) Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de chaque entité dans l'eau.

3) Ecrire l'équation de la réaction susceptible d'avoir lieu entre l'acide A et la base B

4) Calculer la constante d'équilibre K de cette réaction et en déduire une comparaison de la force des acides de ces couples et les forces de leurs bases.

5) Calculer les valeurs de K<sub>a</sub> et K<sub>b</sub> de ces deux couples et montrer que la comparaison des ces constantes confirme les résultats du 3°)

### **EXERCICE N°11 :**

1- Une solution S<sub>1</sub> d'acide nitrique HNO<sub>3</sub> de concentration C<sub>1</sub>= $5 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> à pH=1.3

a- Dresser un tableau descriptif pour l'évolution de cette réaction.

b- Calculer le taux d'avancement.

c- Cet acide est-il faible ou fort ?

d- Etablir l'expression de pH en fonction de C<sub>1</sub>.

2- Une solution S<sub>2</sub> d'acide carboxylique RCOOH de concentration C<sub>2</sub>= $5 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> a pH =3.15

a- Dresser un tableau descriptif pour l'évolution de cette réaction.

- b- Calculer le taux d'avancement.
- c- Cet acide est-il faible ou fort ?
- d- Montrer que le pH de cette solution est  $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \log C_2)$ . Déduire la valeur de  $\text{p}K_{a2}$ .
- e- Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- f- On prélève de  $S_2$  un volume  $v_0 = 20 \text{ ml}$  et on lui ajoute un volume  $v$  d'eau distillée. Le pH de cette solution  $S_2'$  obtenue est égale à 3.3. Déterminer la nouvelle concentration  $C_2'$  et le volume  $v$ .

### EXERCICE N°12 :

On donne le  $\text{p}K_a$  de couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  est égale à 9.2. On prépare une solution aqueuse d'ammoniac de concentration  $C$  et dont le  $\text{pH} = 10.6$

- 1- Etablir l'expression de pH en fonction de  $\text{p}K_a$ ,  $\text{p}K_e$  et  $C$  et déduire la valeur de  $C$ .
- 2- Déterminer le taux d'avancement de la réaction de dissociation de l'ammoniac dans l'eau et déduire la force de cette base.
- 3- Quel volume d'eau faut-il ajouter à 10 ml de la solution précédente pour que, le pH devient égale à 9.3.
- 4- Quelle masse d'ammoniac pur faut-il ajouter à un litre d'eau pour obtenir une solution de  $\text{pH} = 11.1$  (on donne  $M_H = 1$ ,  $M_N = 14$  en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).
- 5- On prépare une solution  $S'$  d'une monobase  $B$  faible de  $\text{p}K'_a = 10.4$  de même concentration que la solution d'ammoniac  $C$ . Le pH de la solution  $S'$  est-il supérieur ou inférieur à 10.6 ? Justifier.

### EXERCICE N°13 :

On prépare un volume  $V_1 = 200 \text{ ml}$  d'une solution aqueuse  $S$  d'hypo chlorate de sodium  $\text{ClONa}$  de concentration  $C_0 = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , en dissolvant une masse  $m$  de ce sel dans l'eau. Le pH de la solution obtenue est  $\text{pH}_0 = 9.75$ .

- 1- Déterminer la masse  $m$ . ( $M_{\text{Cl}} = 35.5$ ,  $M_{\text{O}} = 16$  et  $M_{\text{Na}} = 23$  en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).
  - 2- Ecrire l'équation de la réaction qui accompagne la dissolution.
  - 3- Montrer que  $\text{ClO}^-$  est une base faible et écrire l'équation de dissociation de cette base avec l'eau.
  - 4- Donner l'expression de  $K_b$  en fonction de  $K_e$ ,  $\text{pH}_0$  et  $C_0$  puis calculer sa valeur.
  - 5- On prélève un volume  $v_0 = 10 \text{ ml}$  et on ajoute un volume  $V$  d'eau. Soit  $C$  la concentration de la nouvelle solution.
- a- donner une relation entre  $C$ ,  $C_0$ ,  $v_0$  et  $V$ .
  - b- Montrer que  $\text{pH} = \text{pH}_0 - \frac{1}{2} \log(1 + V/v_0)$ .
  - c- Calculer le pH de la solution pour  $V = 90 \text{ ml}$  et en déduire les concentrations de  $\text{ClO}^-$  et  $\text{HClO}$ .

### EXERCICE N°14 :

L'équation associée à la réaction de synthèse est :  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{NH}_3(\text{g})$

Dans un réacteur, on mélange  $1,0 \cdot 10^2 \text{ mol}$  de diazote et  $3,0 \cdot 10^2 \text{ mol}$  de dihydrogène.

Le taux d'avancement final de cette réaction est  $\tau = 0,70$ .

- 1.1. Donner l'expression du taux d'avancement final et la signification des termes utilisés.
- 1.2. La réaction de synthèse de l'ammoniac est-elle une réaction totale ? Justifier la réponse.
- 1.3. Établir le tableau d'avancement relatif à cette réaction. En déduire la composition finale en quantité de matière du mélange.

**Données :** dans les conditions expérimentales de l'exercice on a :

Volume molaire d'un gaz :  $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;

Produit ionique de l'eau :  $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$ .

Un volume gazeux d'ammoniac  $v = 2,4 \cdot 10^{-1} \text{ L}$  est dissous dans de l'eau distillée pour obtenir  $V_S = 1,0 \text{ L}$  de solution aqueuse d'ammoniac  $S$ .

- 2.1. Donner l'expression, puis calculer la quantité de matière d'ammoniac  $n_0$  contenue dans le volume gazeux  $v$ .
- 2.2. Le pH de la solution  $S$  est mesuré et a pour valeur 10,6.

2.2.1. Rappeler la définition d'une base selon Bronsted.

2.2.2. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de l'ammoniac avec l'eau.

2.2.3. Calculer la quantité de matière en ions hydroxyde présente dans la solution S.

2.2.4. La transformation chimique associée à la réaction dont l'équation a été écrite en 2.2.2. Est-elle totale ? Justifier la réponse.

2.3. Détermination de la constante d'acidité.

2.3.1. Donner l'expression de la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction 2.2.2. Et déterminer sa valeur.

2.3.2. En déduire la valeur de la constante d'acidité  $K_a$  du couple :  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ .

### **EXERCICE N°15:**

1- On prépare deux solutions  $S_1$  et  $S_2$  en dissolvant dans l'eau pure deux acides notés respectivement  $A_1H$  et  $A_2H$

Solution	$S_1$	$S_2$
C en molL <sup>-1</sup>	$10^{-2}$	$10^{-3}$
Ph	2,6	3,6

a) Rappeler la définition d'un acide selon Bronsted et écrire l'équation de la réaction d'un acide faible AH avec l'eau.

b) La comparaison des pH des deux acides suffit-elle pour classer les acides  $A_1H$  et  $A_2H$  selon leur force.

c) Recenser les espèces chimiques présentes dans chaque solution et calculer leurs concentrations.

2°/ définir le coefficient de dissociation d'un acide AH :

Calculer les coefficients de dissociation  $A_1$  et  $A_2$  et des deux acides  $A_1H$  et  $A_2H$  dans les solutions étudiées, lequel de ces deux acides est le plus fort ? Justifier la réponse.

3°/ a) Montrer que la constante d'acidité  $K_a$  d'un couple  $\text{AH}/\text{A}^-$  s'exprime par :  $K_a = 10^{-2\text{pH}}/C$

On suppose que l'acide est faiblement dissocié en solution aqueuse diluée.

b) Calculer la valeur de la constante d'acidité  $K_a$  et déterminer le  $\text{p}K_a$  de chacun des couples  $\text{AH}/\text{A}^-$  étudiés.