

# LYCEE ECHEBBI FERIANA

## Exercice 1 :

- b- Quelle approximation doit-on faire pour obtenir la relation :  $K_a = [H_3O^+] \cdot \tau_f$   
c- Déduire l'expression du **pH** de la solution (S) et calculer le **pKa** du couple **AH/A<sup>-</sup>** .  
d- Identifier l'acide **AH** . On donne :

Couple AH/A <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> /NH <sub>3</sub>	HNO <sub>2</sub> /NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	HCOOH/HCOO <sup>-</sup>
<b>K<sub>a</sub></b>	<b>5,6.10<sup>-10</sup></b>	<b>5.10<sup>-4</sup></b>	<b>1,8.10<sup>-4</sup></b>

- 3) On prépare une solution (S') de volume **V=100ml** et de **pH'=2,8** par dilution d'un volume **V<sub>0</sub>** de la solution (S) . déterminer le volume **V<sub>0</sub>** à prélever de (S) .

## Exercice 2 :

Les mesures sont faites à **25°C** .

On dispose de deux solutions de monobases de concentrations molaires inconnues :

La solution (S<sub>1</sub>) , de concentration molaire **C<sub>1</sub>** , a un **pH<sub>1</sub> = 11** .

- 1) La solution (S<sub>2</sub>) , de concentration molaire **C<sub>2</sub>** , a un **pH<sub>2</sub> = 10,7** .

Afin d'identifier ces deux solutions , on les dilue **10 fois** . La solution (S<sub>1</sub>') a un **pH<sub>1</sub>'= 10** et la solution (S<sub>2</sub>') a un **pH<sub>2</sub>'= 10,2** .

1°) a) Montrer que le **pH** d'une solution de monobase forte de concentration initiale **C** est donnée par la relation **pH = 14 + log C** si la solution n'est pas très diluée .

b) En déduire la variation de **pH** qui accompagne la dilution **10 fois** d'une solution de monobase forte .

c) Quelle conclusion peut-on tirer en ce qui concerne les solutions (S<sub>1</sub>) et (S<sub>2</sub>) ?

2°) La solution (S<sub>2</sub>) est une solution d'ammoniac dont le **pKa** du couple ( NH<sub>4</sub><sup>+</sup> / NH<sub>3</sub> ) est **9,2** .

a) Ecrire l'équation de dissolution de l'ammoniac dans l'eau .

b) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution (S<sub>2</sub>) autres que l'eau .

c) Exprimer la concentration **C<sub>2</sub>** de la solution (S<sub>2</sub>) en fonction de **pH<sub>2</sub>** et **pKa** . Calculer la valeur de **C<sub>2</sub>** puis celle de **C<sub>2</sub>'** .

d) Calculer les taux d'avancement finaux  $\tau_f$  et  $\tau_f'$  de l'ammoniac dans la solution (S<sub>2</sub>) et (S<sub>2</sub>'). Quel est l'effet d'une dilution modérée sur l'ionisation d'une base faible ?

# LYCEE ECHEBBI FERIANA

## Exercice 3 :

En dissolvant chacune des deux acides HA<sub>1</sub> et HA<sub>2</sub> dans l'eau pure, on prépare respectivement deux solutions aqueuses acides (S<sub>1</sub>) et (S<sub>2</sub>) de concentrations initiales identiques C<sub>1</sub>=C<sub>2</sub>. On a oublié de coller une étiquette portant le nom de la solution sur chaque flacon. Seule l'un des acides correspond à un acide fort (le chlorure d'hydrogène HCl). On mesure le pH et on porte les résultats dans le tableau suivant

Solution	(S <sub>1</sub> )	(S <sub>2</sub> )
pH	3,55	2,3

1 -a- Classer les acides HA<sub>1</sub> et HA<sub>2</sub> par ordre de force croissant ; justifier.

b- En déduire celui des deux acides qui correspond à HCl. Déterminer la valeur de la concentration de sa solution.

2-a- Compléter le tableau d'avancement donné pour la réaction de l'acide faible avec l'eau

# LYCEE ECHEBBI FERIANA

Equation chimique de la réaction		HA + H <sub>2</sub> O ⇌ A <sup>-</sup> + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>			
Etat du système	Avancement volumique (mol.L <sup>-1</sup> )	Concentration en mol.L <sup>-1</sup>			
initial	0	C	Excès	0	0
final	Y <sub>f</sub>				

b-Le taux d'avancement volumique final de la réaction de l'acide faible avec l'eau est défini

$$\text{comme étant } \tau_f = \frac{Y_f}{Y_{\max}} = \frac{Y_f}{C}$$

Etablir une relation entre la constante d'acidité K<sub>a</sub> du couple HA/A<sup>-</sup> et le taux d'avancement final

c- Quand on pourra faire les approximations suivantes :

- négliger les ions dus à l'ionisation propre de l'eau devant les ions provenant de l'acide,
- [A<sup>-</sup>] << [HA], soit [HA] = C pour un acide faiblement dissociée en solution aqueuse diluée.

Montrer que le pK<sub>a</sub> d'une solution d'acide faible est liée à son pH, à sa concentration initiale C par la relation pK<sub>a</sub> = 2 pH + log C.

d- Calculer le pK<sub>a</sub> de l'acide faible étudié.

**Bon courage**