

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⁻** .
d- Identifier l'acide **AH** . On donne :

Couple AH/A ⁻	NH ₄ ⁺ /NH ₃	HNO ₂ /NO ₂ ⁻	HCOOH/HCOO ⁻
K_a	5,6.10⁻¹⁰	5.10⁻⁴	1,8.10⁻⁴

- 3) On prépare une solution (S') de volume **V=100ml** et de **pH'=2,8** par dilution d'un volume **V₀** de la solution (S) . déterminer le volume **V₀** 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 (S₁) , de concentration molaire **C₁** , a un **pH₁ = 11** .

- 1) La solution (S₂) , de concentration molaire **C₂** , a un **pH₂ = 10,7** .

Afin d'identifier ces deux solutions , on les dilue **10 fois** . La solution (S₁') a un **pH₁'= 10** et la solution (S₂') a un **pH₂'= 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 (S₁) et (S₂) ?

2°) La solution (S₂) est une solution d'ammoniac dont le **pKa** du couple (NH₄⁺ / NH₃) 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 (S₂) autres que l'eau .

c) Exprimer la concentration **C₂** de la solution (S₂) en fonction de **pH₂** et **pKa** . Calculer la valeur de **C₂** puis celle de **C₂'** .

d) Calculer les taux d'avancement finaux τ_f et τ_f' de l'ammoniac dans la solution (S₂) et (S₂'). Quel est l'effet d'une dilution modérée sur l'ionisation d'une base faible ?

Exercice 3 :

En dissolvant chacune des deux acides HA₁ et HA₂ dans l'eau pure, on prépare respectivement deux solutions aqueuses acides (S₁) et (S₂) de concentrations initiales identiques C₁=C₂. 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 ₁)	(S ₂)
pH	3,55	2,3

1 -a- Classer les acides HA₁ et HA₂ 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

Equation chimique de la réaction		HA + H ₂ O ⇌ A ⁻ + H ₃ O ⁺			
Etat du système	Avancement volumique (mol.L ⁻¹)	Concentration en mol.L ⁻¹			
initial	0	C	Excès	0	0
final	Y _f				

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

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

Etablir une relation entre la constante d'acidité K_a du couple HA/A⁻ 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⁻] << [HA], soit [HA] = C pour un acide faiblement dissociée en solution aqueuse diluée.

Montrer que le pK_a d'une solution d'acide faible est liée à son pH, à sa concentration initiale C par la relation pK_a = 2 pH + log C.

d- Calculer le pK_a de l'acide faible étudié.

Bon courage