

**Notion d'équilibre chimique**

**Exercice 1 : QCM**

- Si on dilue 100 fois une solution acide de  $pH=5$ , le  $pH$  de la solution obtenue est  
(a) égal à 7      (b) inférieur à 7      supérieur à 7
- Votre réponse à la question précédente est motivée par le fait :  
(a) que la formule  $pH = -\log[H_3O^+]$  n'est valable que pour  $pH < 6$   
(b) que l'autoprotolyse de l'eau n'est plus négligeable .  
(c) qu'en diluant suffisamment on obtient de l'eau pur .
- L'eau est une base au sens de Bronsted  
(a) vrai      (b) faux
- 
- L'eau est un acide au sens de Bronsted  
(a) vrai      (b) faux
- On considère deux solutions de concentrations égales . L'une est une solution d'un monoacide fort , l'autre d'un diacide fort . La solution la plus acide est :  
(a) la solution de monoacide      (b) la solution du diacide

**Exercice 2**

Compléter le tableau suivant :

$[H_3O^+](mol/l)$	$6,0 \times 10^{-5}$	$3.9 \times 10^{-4}$	$5.4 \times 10^{-8}$
pH			
pH	3.9	6.8	11.2
$[H_3O^+](mol/l)$			

**Exercice 3**

L'ammoniac gazeux ,  $NH_3(g)$ , est synthétisé à partir de diazote gazeux et dihydrogène gazeux .

- Écrire l'équation de la réaction de synthèse .
- Un mélange initial contient  $0.10mol$  de diazote et  $0,30mol$  de dihydrogène . Calculer l'avancement maximal de cette réaction .
- En réalité , l'avancement final vaut  $0/040mol$  la réaction est-elle totale ? Déterminer le taux d'avancement final .
- Préciser la composition du mélange dans l'état final . Pourquoi cet état final est-il qualifié d'état d'équilibre .

**Exercice 4**

On mélange 100ml d'acide chlorhydrique  $HCl$  de pH est égal à 3 et 400ml d'acide chlorhydrique de pH est égal à 4 .

Quelle est la valeur du pH final ?

**Exercice 5**

L'acide lactique , de formule  $C_3H_6O_3$  noté HA , est utilisé en solution pour ces propriétés bactéricides .

On dispose d'une solution commerciale  $S_0$  d'acide lactique de pourcentage massique  $p = 85\%$  et de masse volumique  $\rho = 1,20 \times 10^3 g/l$ . À partir de  $S_0$  on prépare une solution S d'acide lactique de concentration apportée C et de volume  $V = 1,00l$ .

Pour cela , on verse un volume  $V_0 = 5,0ml$  de solution commerciale  $S_0$  dans environ 200ml d'eau contenue dans une fiole jaugée de 1,00l, puis on ajoute la quantité d'eau nécessaire .

1. Quelle est la concentration apportée C en acide lactique dans la solution obtenue ?
2. Écrire l'équation de la réaction de l'acide lactique avec de l'eau .
3. On verse un volume  $V_1$  dans un bécher et on mesure le pH de la solution . on obtient  $pH = 2,57$ 
  - (a) Montrer que le taux d'avancement final ne dépend pas de volume  $V_1$
  - (b) Calculer sa valeur . La réaction est-elle totale ?

**Exercice 6**

On dissout une masse  $m = 8,0 g$  de nitrate d'ammonium  $NH_4NO_3$  dans l'eau. Le sel (solide) de nitrate d'ammonium se dissout totalement. On obtient ainsi une solution A de volume  $V = 1,0 L$ . Le pH de cette solution est  $pH = 5,1$ .

1. Écrire l'équation de la dissolution de  $NH_4NO_3$  dans l'eau.
2. Écrire l'équation de la réaction acido-basique notée (1) entre les couples  $NH_4^+/NH_3$  et  $H_3O^+/H_2O$ .
3. En tenant compte de la question 2. , dresser le tableau d'avancement de la réaction acido-basique et calculer le taux d'avancement final.
4. On augmente le volume de la solution A d'un facteur 3 en complétant avec de l'eau distillée. On mesure la nouvelle valeur du pH et on trouve  $pH = 5,3$ .
  - (a) Quel est le volume final de la solution obtenue ?
  - (b) Calculer le nouveau taux d'avancement final.
  - (c) La réaction acido-basique est-elle totale ?
  - (d) Quel est l'effet de l'ajout de l'eau sur l'équilibre chimique (1) ?

Quotient d'une réaction chimique - Constante d'équilibre

**Exercice 1 :**

On mesure le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanóïque  $CH_3COOH$  de concentration  $C$  et de  $pH = 3,0$ .

Le volume de la solution est  $V = 300 \text{ mL}$ .

1. Préciser les couples acide/base mis en présence, et écrire l'équation de la réaction entre  $CH_3COOH$  et  $H_2O$ .
2. Écrire l'expression du quotient de la réaction.
3. En s'aidant d'un tableau d'avancement, calculer l'avancement à l'équilibre  $x_{eq}$ , calculer toutes les concentrations à l'équilibre chimique, ainsi que la valeur de  $C$ . Calculer ensuite le taux d'avancement  $\tau$  de la réaction.
4. Écrire l'expression de la conductance  $G$  de la solution en fonction de la constante de la cellule  $k$ , du volume  $V$  de la solution, des conductivités molaires ioniques,  $\lambda_{CH_3CO_2^-}$  et  $\lambda_{H_3O^+}$  et de l'avancement  $x_{eq}$ .
5. Calculer la valeur de  $G$ .

Données :

Constante d'équilibre de la réaction étudiée :  $K = 10^{-4.8}$ . Constante de la cellule conductimétrique :  $k = 1,0 \text{ cm}$ . Conductivités molaires ioniques :  $\lambda_{CH_3CO_2^-} = 40,9 S.cm^2/mol$ ;  $\lambda_{H_3O^+} = 349,8 S.cm^2/mol$ .

**Exercice 2 :**

Une solution aqueuse de volume  $V$  est obtenue en introduisant dans l'eau  $0,010 \text{ mol}$  d'acide ascorbique  $C_6H_8O_6$  et  $0,010 \text{ mol}$  d'éthanoate de sodium,  $Na^+(aq) + CH_3CO_2^-(aq)$ .

La constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction entre l'acide ascorbique et l'ion éthanoate est égale à  $4,9$  à  $25^\circ C$ .

Déterminer la valeur de l'avancement de la réaction dans l'état d'équilibre.

**Exercice 3 :**

Une solution aqueuse de volume  $V = 100 \text{ mL}$  a été obtenue en introduisant en apportant les quantités  $n_1 = 1,00 \text{ mmol}$  de méthylamine  $CH_3NH_2$  et  $n_2 = 1,50 \text{ mmol}$  de chlorure d'ammonium,  $NH_4Cl$ .

Sa conductivité  $\sigma$  à  $25^\circ C$  vaut  $210,5 \text{ mS/m}$

1. Écrire l'équation de la réaction entre le méthylamine et l'ion ammonium.
2. À l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer la relation qui existe entre les concentrations molaires d'ion ammonium et méthylaminium  $CH_3NH_3^+$
3. exprimer la conductivité  $\sigma$  en fonction de la concentration molaire d'ion méthylaminium dans l'état d'équilibre
4. Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques qui interviennent dans cette réaction.
5. Déterminer la constante d'équilibre.

Données :

$\lambda_{NH_4^+} = 7,43 \text{ mS.m}^2/mol$ ;  $\lambda_{CH_3NH_3^+} = 5,87 \text{ mS.m}^2/mol$ ;  $\lambda_{Cl^-} = 7,63 \text{ mS.m}^2/mol$

**Exercice 4 :**

On prépare une solution de nitrate de plomb, en dissolvant totalement une masse  $m = 30,8$  g de  $Pb(NO_3)_2$  de façon à obtenir une solution aqueuse de volume  $V = 300$  mL.

1. Écrire l'équation de la dissolution du nitrate de plomb. .
2. Calculer la concentration des espèces dissoutes.
3. On ajoute un volume  $V = 10,0$  mL d'acide sulfurique ( $2H^+ + SO_4^{2-}$ ) de concentration  $C = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$  .

On observe la précipitation d'un solide, le sulfate de plomb  $PbSO_4$  .

- (a) Écrire l'équation de la réaction de précipitation.
- (b) La constante d'équilibre de la réaction de précipitation vaut  $K = 6,3 \cdot 10^7$ . Calculer la concentration des espèces dissoutes à l'équilibre chimique.  
Pour calculer les concentrations de  $Pb^{2+}$  et  $SO_4^{2-}$  à l'équilibre, on pourra faire un tableau d'avancement, en considérant que le réactif en défaut a pratiquement disparu.
- (c) Calculer le pH de la solution à l'équilibre chimique.

Données : les masses molaires atomiques :  $M(N) = 14 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(Pb) = 207 \text{ g/mol}$  .