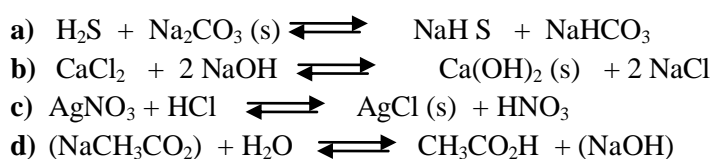


Série N° 2

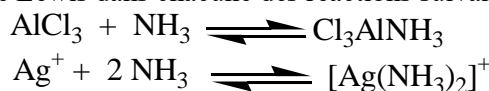
Réactions Acide-Base

Exercice 1 : Couple Acide-base – Réaction acide base - Théorie de Bronsted et théorie de Lewis

- 1) Les couples $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$; $\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$, $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ sont des couples acidobasiques
Alors que
 NaH et Na , ainsi que CH_4 et CH_3 , ne sont pas des couples acidobasiques
Expliquer pourquoi.
- 2) Les réactions suivantes qui ont lieu, en milieu aqueux, sont-elles des réactions acidobasiques, au sens de Brønsted ? Si oui, écrivez les équations stœchiométriques des deux demi-réactions dont elles résultent.



- 3) Donner l'acide et la base de Lewis dans chacune des réactions suivantes :



- 4) L'hydroxyde de zinc ($\text{Zn}(\text{OH})_2$) est une substance amphotère. Donner les équations qui décrivent $\text{Zn}(\text{OH})_2$ agissant comme base de Bronsted à l'égard de l'ion H_3O^+ et comme acide de Lewis à l'égard de

Exercice 2 : Force des acides et des bases

- 1) L'acide HCl peut-il exister dans l'eau ? Pourquoi ?
- 2) La base NH_3 peut-elle exister dans l'eau ? Pourquoi ?

Exercice 3: Calcul de pH - calcul de concentration d'un électrolyte et des ions présents en solution

- A) Calcul de pH connaissant $[\text{H}_3\text{O}^+]$
La concentration en H_3O^+ d'un échantillon de sang artériel est égale à $4 \cdot 10^{-8}\text{M}$
Calculer le pH de cet échantillon sanguin.
- B) Calcul de la concentration d'une solution connaissant son pH
On considère une solution d'hydroxyde de baryum $\text{Ba}(\text{OH})_2$ dont le pH est : $\text{pH} = 12,7$
Quelle est la molarité de cette base forte.
- C) Calcul de pH d'un électrolyte et des concentrations des ions

Le chlorure d'ammonium NH_4Cl est un sel soluble qui se dissocie dans l'eau.

- 1) Indiquer les espèces présentes dans l'eau contenant ce sel
- 2) Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans une solution. $0,01\text{M}$.
- 3) En déduire le pH de cette solution, en appliquant la méthode générale de calcul des pH.

On donne $\text{pK}_a (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,25$ et $\text{pK}_e = 14$

Exercice 4: pKa et domaines de prédominance des espèces

Soient les couples acide/base suivant et leur pKa respectifs ;

Couple Acide/base	CH ₃ COOH/CH ₃ COO ⁻	H ₂ CO ₃ / HCO ₃ ⁻	HNO ₂ / N O ₂ ⁻
pKa	4,75	6,35	3,29

Pour chacun des couples :

- 1) Donner l'espèce qui prédomine pour un pH = 5
- 2) Un couple acide/base a un pKa = 6 quelle est l'espèce qui prédomine pour un pH = 6 ?

Exercice 5 : Calcul de pH en appliquant la méthode générale puis les formules approchées (approximations)

- 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 potassium (KOH) : $c = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$.
 - c- Hydroxyde de baryum Ba(OH)₂ : $c = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$
- 2) Calculer le pH des solutions ci-dessous, en utilisant les relations approchées $\text{pK}_a(\text{HF}/\text{F}^-) = 3,2$
 - a- Acide fluorhydrique (HF) : $c = 0,5 \text{ mol.l}^{-1}$.
 - b- Fluorure de potassium (KF) : $c = 0,3 \text{ mol.l}^{-1}$.
 - c- Iodure de potassium (KI) : $c = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$.

Exercice 6 : Calcul de pH tenant compte de toutes les réactions possibles

- 1) Dans une solution de NaHCO₃, une des réactions d'équilibre possibles est la suivante :



Calculer la valeur de la constante d'équilibre pour cette réaction.

- 2) A l'équilibre, quelle est la relation entre [H₂CO₃] et [CO₃²⁻] ?
- 3) En utilisant l'équilibre suivant :



Trouvez l'expression relative au pH d'une solution en termes de K_{a1} et K_{a2} , à partir des résultats trouvés en 2).

- 4) Quel est le pH d'une solution de NaHCO₃ ?

Données : $K_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-) = 4 \cdot 10^{-7}$ et $K_{a2}(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 6,3 \cdot 10^{-11}$

Exercice 7 : pH de mélange de solutions d'acides de forces différentes puis de forces comparables.

Calculer le pH des solutions suivantes :

- 1) Mélange qui contient HNO₂ ($c_1 = 0,1\text{M}$) et HCN ($c_2 = 0,3\text{M}$).
- 2) Mélange de 50 ml de HF ($c_1 = 0,2 \text{ M}$) et 50 ml de HNO₂ ($c_2 = 0,2 \text{ M}$).

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

Exercice 8 : pH de solution tampon

On dispose d'une solution B d'acide benzoïque de concentration $C_B = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L et d'une solution C d'acide chlorhydrique de concentration $C_C = 1 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

- 1) Le pH de la solution B est égal à 2,9. Montrer que l'acide benzoïque est un acide faible et déterminer le rapport " α " entre la quantité d'acide ayant réagi avec l'eau et la quantité introduite en solution (coefficient d'ionisation de l'acide benzoïque)
- 2) On prélève 10 mL de la solution B que l'on place dans une fiole jaugée de 1 L. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. La mesure du pH de cette solution B_1 donne $\text{pH} = 3,9$. Déterminer le coefficient d'ionisation " α_1 " de l'acide benzoïque dans B_1 et conclure.
- 3) On mélange 100 mL de solution B avec 100 mL de solution C. Le pH du mélange vaut 3,25. En négligeant les ions oxonium issus de l'eau, déterminer la quantité n_b d'ion oxonium résultant de l'ionisation de l'acide benzoïque dans ce mélange. Déterminer le coefficient d'ionisation " α_2 " de l'acide benzoïque dans le mélange et conclure.
- 4) Calculer le pH d'une solution tampon qui contient 0,01 mol d'acide benzoïque ($K_a = 6,6 \cdot 10^{-5}$) et 0,01 mol de benzoate de sodium.
- 5) Quelles sont les caractéristiques d'une solution tampon ?

Exercice 9 : Calcul du coefficient de dissociation d'acide faible et neutralisation par une base

Soit une solution (A) molaire (1M) d'acide chloroacétique ($\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$).

- 1) Ecrire la réaction de dissociation de $\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$, dans l'eau.
- 2) Calculer, en justifiant votre réponse, le coefficient de dissociation α de cet acide, ainsi que le pH de la solution en question.
- 3) Calculer, dans ce cas, la concentration des ions H_3O^+ provenant de la dissociation de l'eau.
- 4) A 10 ml de la solution (A), on ajoute 10 ml d'une solution 0,5M de NaBO_2 .
 - a) Ecrire la réaction de neutralisation, qui a lieu dans ces conditions.
 - b) Exprimer la constante d'équilibre, K , de cette réaction en fonction de la constante d'acidité K_{a1} , de basicité K_{b2} , et du produit ionique, K_e , de l'eau.
 - c) Calculer le pH du mélange ainsi obtenu.

Données : $\text{p}K_{a1}(\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H} / \text{CH}_2\text{ClCO}_2^-) = 4,8$

$\text{p}K_b(\text{HBO}_2 / \text{BO}_2^-) = 4,8$

$\text{p}K_e = 14$.

Exercice 10 : pH d'un mélange

Dans cet exercice, on se propose de calculer la valeur du pH d'un mélange de deux solutions de pH connus.

Données :

$\text{p}K_{a1}(\text{HNO}_2 / \text{NO}_2^-) = 3,3$

$\text{p}K_{a2}(\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-) = 3,8$

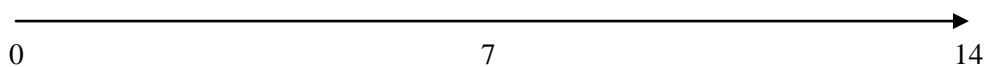
$\text{p}K_e = 14,0$

I – ÉTUDE DE DEUX SOLUTIONS

Le pH d'une solution aqueuse d'acide nitreux $\text{HNO}_{2(\text{aq})}$, de concentration en soluté apporté $C_1 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ a pour valeur $\text{pH}_1 = 2,0$; celui d'une solution aqueuse de méthanoate de sodium ($\text{HCOO}^-_{(\text{aq})} + \text{Na}^+_{(\text{aq})}$) de concentration en soluté apporté $C_2 = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$ a pour valeur $\text{pH}_2 = 8,7$.

1.
 - a) Écrire l'équation de la réaction entre l'acide nitreux et l'eau. Donner l'expression de sa constante d'équilibre.
 - b) Écrire l'équation de la réaction entre l'ion méthanoate et l'eau. Donner l'expression de sa constante d'équilibre.
2.
 - a) Sur l'axe des pH, placer les domaines de prédominance des deux couples acide/base mis en jeu.
 - b) Préciser l'espèce prédominante dans chacune des deux solutions précédentes.

Axe des pH



II – ETUDE D'UN MÉLANGE DE CES SOLUTIONS

1. On mélange un même volume $v = 200 \text{ mL}$ de chacune des deux solutions précédentes. La quantité de matière d'acide nitreux introduite dans le mélange est $n_1 = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ et celle de méthanoate de sodium est $n_2 = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
 - a) Écrire l'équation de la réaction qui se produit lors du mélange entre l'acide nitreux et l'ion méthanoate.
 - b) Exprimer, puis calculer, le quotient de réaction $Q_{r,i}$ associé à cette équation, dans l'état initial du système chimique.
 - c) Exprimer le quotient de réaction dans l'état d'équilibre $Q_{r,\text{éq}}$ en fonction des constantes d'acidité des couples puis le calculer.
 - d) Conclure sur le sens d'évolution de la réaction écrite en 1.a).
2.
 - a) Compléter le tableau d'avancement, ci-dessous..
 - b) La valeur de l'avancement final, dans cet état d'équilibre est : $x_{\text{éq}} = 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes à l'équilibre.
 - c) En déduire la valeur de $Q_{r,\text{éq}}$ et la comparer à la valeur obtenue à la question 1. c).
3. À l'aide de l'un des couples intervenant dans le mélange, vérifier que la valeur du pH du mélange est proche de la valeur $\text{pH}_3 = 4$.

Équation + = +				
État du système chimique	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{HNO}_{2(\text{aq})})$	$n(\text{HCOO}^-_{(\text{aq})})$
État initial	$x = 0$	n_1	n_2		
État intermédiaire	x				
État d'équilibre	$x = x_{\text{éq}}$				