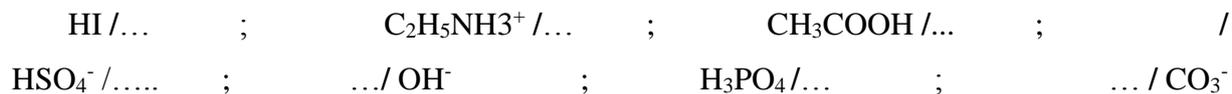


TDN°=2 : Chimie 2 : Réactions acido- basiques

Exercice 1 :

- Donner les équations des réactions des (acides ou bases) suivants avec l'eau : HBr , KOH, ClCH₂COOH, HS⁻, I⁻, NH₄⁺,
- Compléter les couples acide / base conjuguée suivants et écrire pour chaque couple la demi-équation acido-basique



Exercice 2 :

- Calculer le PH et les concentrations des ions H₃O⁺ et OH⁻ des solutions suivants : HCl(0,003 mol·L⁻¹) , NaOH(0,3 mol·L⁻¹) , H₂SO₄(6. 10⁻³ mol·L⁻¹).
- Quel volume d'eau doit-on ajouter à 24 mL de solution de NaOH 0,3 mol·L⁻¹ pour obtenir une solution à pH = 11,8

Exercice 3 :

- Complétez le tableau suivant :

Réaction de mélange	Couples acide /base	Relation PH de solution
HCl + KOH →		
HI + CH ₃ NH ₂ →		
HCOOH + NaOH →		

- On dose une solution de HCOOH (V_a= 20ml, C_a = 0,01 mol/l) par une solution NaOH (C_b = 0,02 mol/l) ? calculer le pH de solution avant le dosage, et à l'équivalence

Donnée : PKa (HCOOH/ HCOO⁻) = 3,8

Exercice 4 :

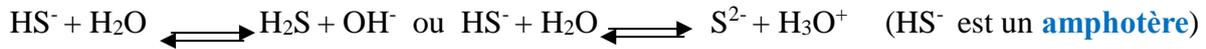
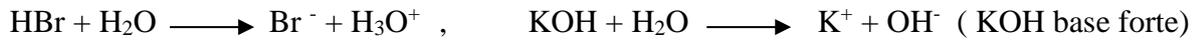
- On considère une solution de HCl (C_a = 0,02 mol/l) et une solution de NH₃(C_b = 0,03 mol/l). Calculer le pH de solution HCl , NH₃
- On mélange 1litre de HCl avec 1 litre de NH₃.
 - Écrire la réaction du mélange.
 - Après avoir le bilan (tableau d'avancement), calculer le pH du mélange final.

On donne : PKa (NH₃/ NH₄⁺) = 9,25

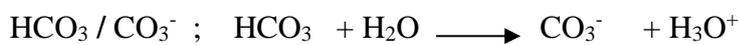
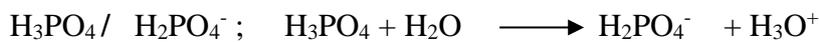
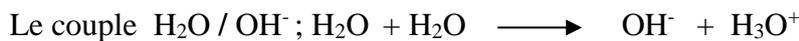
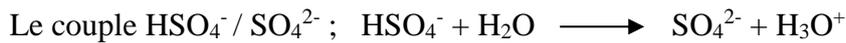
CORRECTION TDN°=2 : Chimie 2 : Réactions acido-basiques

Exercice 1 :

1. équations des réactions des (acides ou bases) avec l'eau

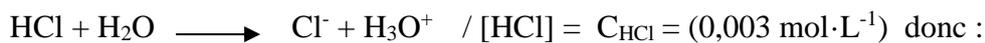


2. Couples acide / base conjuguée



Exercice 2

1. A. Pour HCl : (acide fort donc la dissociation dans l'eau est complète) :



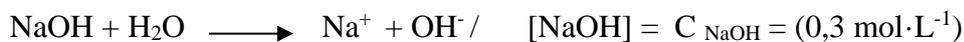
$$\text{pH} = -\log C_{\text{HCl}} = -\log 0,003 = 2,52 \quad ; \quad \textbf{pH} = 2,52$$

$$C_{\text{HCl}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ alors } \quad \textbf{[H}_3\text{O}^+] = 0,003 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = K_e / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 10^{-2,52} \quad ;$$

$$\textbf{[OH}^-] = 3,31 \cdot 10^{-12} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

B. pour NaOH : (base forte donc la dissociation dans l'eau est complète) :



$$\text{pH} = 14 + \log C_{\text{NaOH}} = 14 - \log 0,003 = 13,48 \quad ; \quad \textbf{pH} = 13,48$$

$$C_{\text{NaOH}} = [\text{OH}^-] = 0,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13,48} = 3,31 \cdot 10^{-14} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

C. pour H₂SO₄ : (Acide fort donc la dissociation dans l'eau est complète) :



$$\text{pH} = 2,22 \quad ; \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}, \quad [\text{OH}^-] = 1,58 \times 10^{-12}$$

2. Calcule le volume d'eau on doit ajouter :

Il s'agit d'un problème de dilution :



Avant la dilution : C₁=0,3M

C₁=0,3M , V₁ = 24 mL , pH = ?

Après la dilution : C₂ = ?

C₂ = ? , V₂ = ? , pH = 11,8

En premier lieu nous calculons la concentration C₂ (NaOH) correspondant à pH = 11,8

$$\text{pH Base forte} = \text{pH} = 14 + \log C_2 \rightarrow C_2 = 10^{\text{pH}-14} = 6,03 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Ensuite, nous calculons le volume V₂ d'eau on doit ajouter

A l'équilibre :

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \rightarrow V_2 = C_1 V_1 / C_2 = 0,3 \cdot 0,024 / 6,03 \cdot 10^{-3} \rightarrow$$

V₂ = 1,19 litre

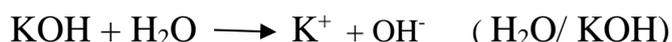
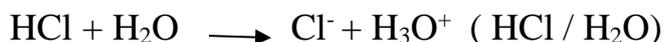
$$V_2 = V_{\text{Total}} = V_{\text{H}_2\text{O ajoutée}} + V_1 \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = V_2 - V_1 = \mathbf{1,17 \text{ litre}}$$

Exercice 3 :

1. HCl + KOH mélange d'une base forte et un acide fort donc le pH de ce mélange est

$$\text{PH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+] = 7$$

Les couples acide / base comme suivant



Réaction de mélange	Couples acide /base	Relation pH de solution
$\text{HCl} + \text{KOH} \longrightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	HCl/ H ₂ O H ₂ O / KOH	pH = -Log [H ₃ O ⁺] = 7
$\text{HI} + \text{CH}_3\text{NH}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{NHI} + \text{H}_2\text{O}$	HI/ H ₂ O CH ₃ NH ₃ ⁺ / CH ₃ NH ₂	pH = 1/2 (PK _a - Log C)
$\text{HCOOH} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{HCOONa} + \text{H}_2\text{O}$	HCOOH/ H ₂ O H ₂ O / NaOH	pH = 1/2 (PK _a + 14+ Log C)

2. Calcul du pH :

A. Avant le dosage on a une solution d'HCOOH (un acide faible) donc :

$$\text{Le pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log C)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (3,8 - \log 0,01) = \mathbf{2,9}$$

B. à l'équivalence on a un mélange d'acide faible et une base forte donc :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + 14 + \text{Log } C_{bn}) / C_{bn} = C_a V_a / V_a + V_b$$

il faut d'abord calculer V_b

à point d'équivalence $C_a V_a = C_b V_b \rightarrow V_b = C_a V_a / C_b = 10 \text{ ml}$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (3,8 + 14 + \text{Log } 0,01 \cdot 20/30) = \mathbf{7,81}$$

Exercice 4 :

1. Calcul du pH de :

HCl : est un acide fort : $\text{pH} = -\log C_a = \mathbf{1,7}$

NH₃ : est une base faible : $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + 14 + \log C_b)$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (9,25 + 14 + \log 0.03) = \mathbf{10,9}$$

2. A . la réaction du mélange :



t_0 0,02 mole 0,03mole 0

t_f 0 0,01/2 0,02/2

Calcul du pH mélange final :

$$\text{pH} = -\log C = \mathbf{2,3}$$