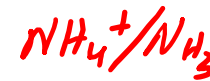
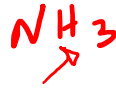


EX : 1



Soit (S) une solution d'ammoniac de volume V et de concentration $C=5.10^{-3}$ mol/l. la concentration molaire d'ammonium dans la solution est $2,8.10^{-3}$ mol/l. on donne $K_e=10^{-14}$ à 25 °C.



A) Le taux d'avancement finale de la réaction de l'ammoniac avec l'eau à 25 °C est 10,4%.

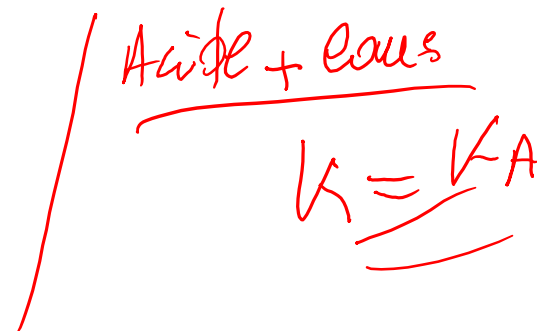
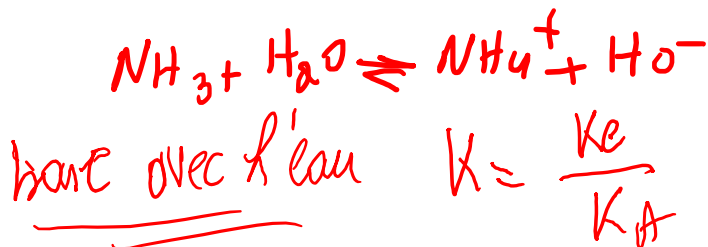
$2,8 \times 10^{-3}$

B) ph de cette solution est 8,2 on donne $\log(0,0028) = -2,55$.

C) La valeur de la constante d'équilibre de la réaction de l'ammoniac avec l'eau est $K=1,6.10^{-4}$.

D) La relation entre de k et K_a de NH_4^+/NH_3 est $K=K_a$.

✓ E) La relation entre de k et K_a de NH_4^+/NH_3 est $K.K_a=K_e$.



A) base + eau:

$$\zeta = \frac{[\text{HO}^-]_f}{c_0} = \frac{K_e}{c_0 \times 10^{-\text{pH}}}$$

d'après le tableau d'avancement: $[\text{HO}^-]_f = [\text{NH}_3^+]_f$

$$\zeta = \frac{[\text{NH}_3^+]_f}{c_0}$$
$$= \frac{2,8 \times 10^{-3}}{5 \times 10^{-2}}$$

$$= 0,56$$

$$= 55\%$$

Acide + eau:

$$\zeta = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{c_0} = \frac{10^{-\text{pH}}}{c_0}$$

$$\zeta = 0,44 = 44\%$$

$$B) \text{ pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$$

$$= -\log\left(\frac{K_a}{[\text{H}_2\text{O}]_f}\right)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{H}_2\text{O}]_f) \Rightarrow \underline{\underline{\text{+ just have + low}}}$$

$$= 14 + \log(\underline{\underline{2,8 \times 10^{-3}}})$$

$$= 14 - 2,55$$

$$= 11,45.$$

$$\log\left(\frac{A}{B}\right) = \log A - \log B$$

EX : 2

Pour la réaction d'un acide fort avec l'eau et par approximation à l'état final on a :

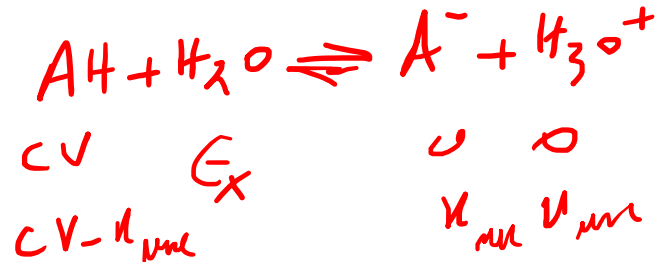
A) $[AH]=C_0$.

B) $[AH]+[A^-]=C_0$.

✓ C) $[A^-]=C_0$.

D) Aucune proposition n'est juste.

Acide fort: qui réagit totalement avec l'eau



$$[AH]_f \approx 0$$

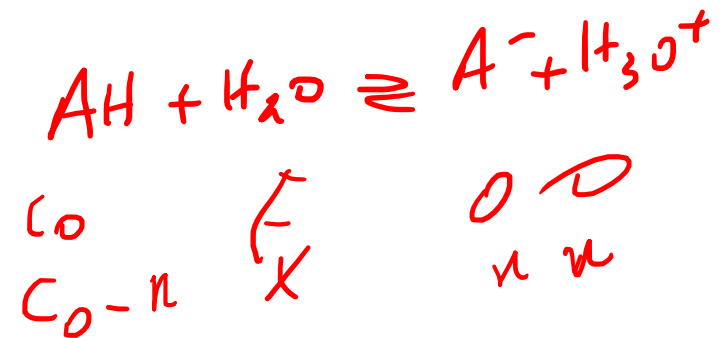
$$[A^-]_f = [H_3O^+] = C_0$$

EX : 3

Pour la réaction d'un acide faible avec l'eau et par approximation à l'état final on a :

- ✓ A) $[AH] = C_0$.
- B) $[AH] + [H_3O^+] = C_0$.
- C) $[AH] + [A^-] = C_0$.
- D) $[A^-] = C_0$.
- E) Aucune proposition n'est juste.

Acide faible : réaction limitée avec l'eau



$$[AH]_f \approx [AH]_i = C_0$$

EX : 4

1) On dissout 112 mg de pastille de potasse (KOH) dans 200 mL d'eau pure. Sachant que la masse molaire $M(\text{KOH}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$, le pH de la solution (S₁) vaut exactement :

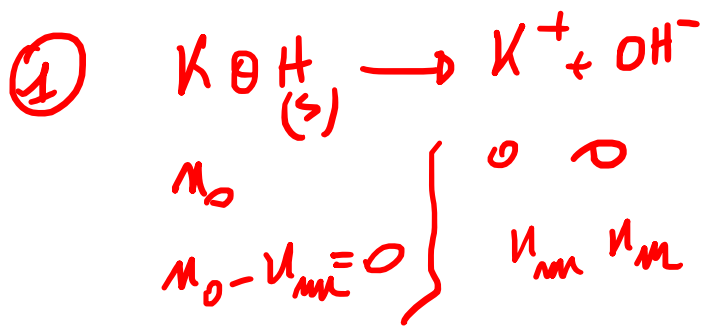
- a) pH = 11 ; b) pH = 11,5 ; c) pH = 12 ; d) pH = 12,5

2) : On mélange dans un bécher ^{v₁} 10 mL de la solution (S₁) et ^{v₂} 10 mL de la solution (S₂) (la solution (S₂) c'est de l'acide bromhydrique (HBr) dans l'eau pure), de concentration c_2 ($2,5 \cdot 10 \text{ mol.L}^{-1}$). Dans le mélange obtenu (S₁) + (S₂), la concentration final de l'ion H_3O^+ vaut :

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; d) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

3) : On ajoute 300 ml d'eau à 500 ml d'une solution de chlorure de sodium NaCl de concentration $4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. La nouvelle concentration de la solution de chlorure de sodium est égale à

- a. $1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ b. $1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ c. $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ d. $6,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$



$$\Rightarrow [\text{HO}^-]_f = \frac{n_{\text{mm}}}{V} = \frac{m(\text{KOH})}{V \times M(\text{KOH})}$$

$$n_0 = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]_f)$$

$$= -\log\left(\frac{K_e}{[\text{HO}^-]_f}\right)$$

$$= -\log\left(\frac{10^{-14}}{10^{-2}}\right)$$

$$= -\log(10^{-12})$$

$$\text{pH} = 12$$

$$\Rightarrow [\text{HO}^-]_f = \frac{112}{200 \times 56}$$

$$= \frac{112}{112 \times 10^2}$$

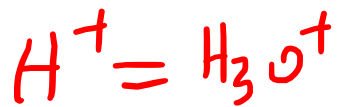
$$= 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$\log(10^n) = n$$

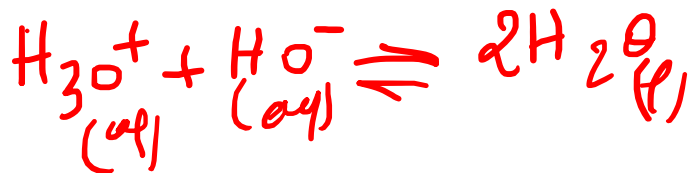
$$-\log(10^x) = -n$$

(2) Solution S_1 : (K^+, OH^-)

// S_2 : (H^+, Br^-)
 ↑
 H_3O^+



$S_1 + S_2$:



$$C_1 V_1 = 10^{-2} \times 10$$
$$C_2 V_2 = 2,1 \times 10^{-2} \times 10$$

$$\left. \begin{array}{l} C_2 V_2 \\ C_2 V_2 - n_{me} \end{array} \right\} \begin{array}{l} C_1 V_1 \\ C_1 V_1 - n_{me} \end{array}$$

$[H_3O^+]_f = \frac{C_2 V_2 - n_{me}}{V_1 + V_2}$ * considérant que la réaction est totale:
 HO^- est le réactif limitant

$$= \frac{C_2 V_2 - C_1 V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [H_3O^+]_f = \frac{2,1 \times 10^{-1} - 10^{-1}}{20}$$
$$= \frac{0,11}{20} = \frac{110 \times 10^{-3}}{20} = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$$

③ Relativo de diluição:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

$$C_f = \frac{C_i \times V_i}{V_f}$$

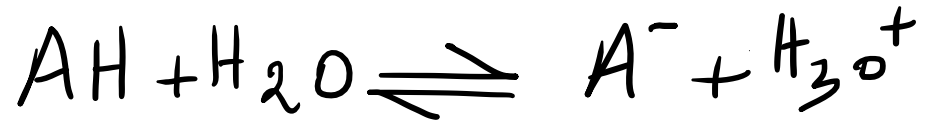
$$= \frac{4 \times 10^{-2} \times 500}{8} \times 10^{-2}$$

$$= 0,25 \times 500 \times 10^{-4}$$

$$= 125 \times 10^{-4}$$

$$= 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$$

I) Réaction d'un acide avec l'eau: couple (AH/A⁻)

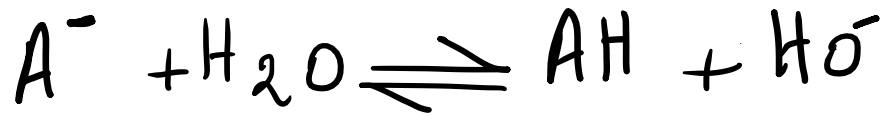


$$* \tau = \frac{[H_3O^+]_f}{C_0} = \frac{10^{-pH}}{C_0}$$

$$* K = \frac{([H_3O^+]_f)^2}{C_0 - [H_3O^+]_f} = \frac{\tau^2 \times C_0}{1 - \tau} = \frac{10^{-2pH}}{C_0 - 10^{-pH}}$$

$$* K = K_A (AH/A^-)$$

II) Réaction d'une base avec l'eau: couple (AH/A⁻)



$$* \tau = \frac{[HO^-]_f}{C_0} = \frac{K_e}{C_0 \times 10^{-pH}} \quad (K_e = [H_3O^+] \times [HO^-])$$

$$* K = \frac{([HO^-]_f)^2}{C_0 - [HO^-]_f} = \frac{\tau^2 \times C_0}{1 - \tau} = \frac{\left(\frac{K_e}{10^{-pH}}\right)^2}{C_0 - \frac{K_e}{10^{-pH}}}$$

$$* K = \frac{K_e}{K_A(AH/A^-)} = 10^{pK_A - pK_e}$$

III) Réaction entre deux couples A_1H/A_1^- et A_2H/A_2^-



$$* K = \frac{K_{A_2}(A_2H/A_2^-)}{K_{A_1}(A_1H/A_1^-)} = 10^{pK_{A_1} - pK_{A_2}}$$

Calcul de τ

Si $n_0(A_1H) = n_0(A_2^-)$

$$\tau = \frac{\sqrt{K}}{1 + \sqrt{K}}$$

Si $n_0(A_1H) \neq n_0(A_2^-)$

$$K = \frac{n_f^2}{(n_1 - n_f)(n_2 - n_f)}$$

$\Rightarrow n_f = \dots \Rightarrow \tau = \frac{n_f}{n_{\max}}$

EX : 5

On obtient une solution en mélangeant :

$V_1=20\text{ml}$ d'une solution de chlorure éthanoïque CH_2ClCOOH de concentration $c_1=5,5 \cdot 10^{-3}\text{ mol/l}$.

$V_2=30\text{ ml}$ d'une solution de chlorure d'éthanoate de sodium ($\text{CH}_2\text{ClCOO}^- + \text{Na}^+$) de concentration $C_2=10^{-2}\text{mol/l}$.

$V_3=30\text{ ml}$ d'une solution de chlorure ammonium ($\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$) de concentration $C_3=0,5 \cdot 10^{-2}\text{mol/l}$.

$V_4=20\text{ml}$ d'une solution d'ammoniac NH_3 de concentration $C_4=7,5 \cdot 10^{-3}\text{mol/l}$.

La réaction qui aura lieu : $\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}_{(aq)} + \text{NH}_{3(aq)} \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{ClCO}_2^-_{(aq)} + \text{NH}_4^+_{(aq)}$

1) Le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ est :

$Q_{r,i} \approx 10^{-9,2} .E$	$Q_{r,i} \approx 10^{-14} .D$	$Q_{r,i} \approx 10^{-2,9} .C$	$Q_{r,i} \approx 2,7 .B$	$Q_{r,i} \approx 0,37 .A$
--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	--------------------------	---------------------------

2) Choisir la bonne réponse:

- A) La valeur de la constante d'équilibre K est $2 \cdot 10^6$. E) $K = 10^{-4}$
- ✓ B) La valeur de la constante d'équilibre K est $0,5 \cdot 10^{-6}$.
- C) La constante d'équilibre ne dépend pas de la température.
- D) La constante d'équilibre dépend des concentrations initiales du système.

$$pK_{A2}(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2 \text{ \& } pK_{A1}(\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H} / \text{CH}_2\text{ClCO}_2^-) = 2,9 : 25^\circ\text{C}$$

①



Etat initial:

 C_1 C_4 C_2 C_3 m_i

$$* [\text{CH}_2\text{ClCO}_2^-]_i = \frac{C_1 \times V_1}{V_T}$$

$$* [\text{NH}_4^+]_i = \frac{C_3 \times V_3}{V_T}$$

$$* [\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}]_i = \frac{C_1 \times V_1}{V_T}$$

$$* [\text{NH}_3]_i = \frac{C_4 \times V_4}{V_T}$$

$$Q_{rel}_i = \frac{[\text{CH}_2\text{ClCO}_2^-]_i \times [\text{NH}_4^+]_i}{[\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}]_i \times [\text{NH}_3]_i}$$

$$= \frac{C_2 \times V_2 \times C_3 \times V_3}{C_1 \times V_1 \times C_4 \times V_4}$$

$$= \frac{(1,0 \times 10^{-2} \times 30) \times (0,1 \times 10^{-2} \times 30)}{(5,5 \times 10^{-3} \times 20) \times (7,5 \times 10^{-3} \times 20)} \rightarrow$$

$$= \frac{4,5 \times 10^{-4}}{1,65 \times 10^{-4}} \approx 2,7$$

$$= \frac{4,5 \times 10^{-4}}{1,65 \times 10^{-4}} \approx 2,7$$

$$= \frac{4,5 \times 10^{-4}}{1,65 \times 10^{-4}} \approx 2,7$$

$$= \frac{4,5 \times 10^{-4}}{1,65 \times 10^{-4}} \approx 2,7$$

$$= \frac{4,5 \times 10^{-4}}{1,65 \times 10^{-4}} \approx 2,7$$

$$= \frac{4,5 \times 10^{-4}}{1,65 \times 10^{-4}} \approx 2,7$$

$$1,1 \times 10^{-6}$$

②

$$K = 10^{pK_{A1} - pK_{A2}}$$

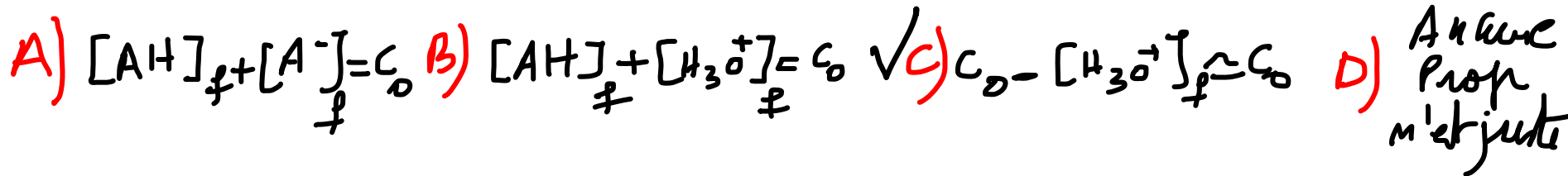
$$= 10^{2,1 - 9,2} = 10^{-6,3}$$

$$= 0,5 \times 10^{-6}$$

EX : 6

Soit une solution d'acide faible AH de concentration c_0 , pendant la réaction de cet acide avec l'eau :

1) Par approximation on peut dire que :



2) Par approximation la constante d'équilibre est :

A) $K = \frac{10^{-pH}}{c_0}$ B) $K = 10^{-pH}$ ✓ C) $K = \frac{10^{-2pH}}{c_0}$ D) Aucune proposition n'est juste

3) Pour cette réaction :

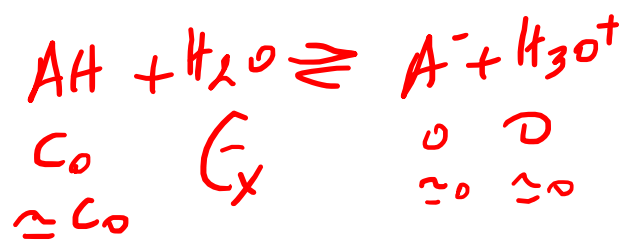
A) La réaction est totale.

✓ B) la constante d'acidité du couple AH/A⁻ est très petite.

C) $K = \frac{K_c}{K_A}$

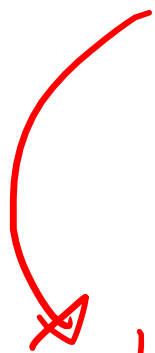
D) Aucune proposition n'est juste.

Acide faible



Par approximation

$$\underline{C_0 - [H_3O^+]_f \approx C_0} \quad \underline{\text{Par approximation}}$$



$$K_A = \frac{10^{-2pH}}{C_0 - \underbrace{10^{-pH}}_{[H_3O^+]_f}} = \frac{10^{-2pH}}{C_0} = K$$

Acide AH et fort \Rightarrow base conjuguée $\Rightarrow K_A \uparrow \uparrow \Rightarrow pK_A \downarrow \downarrow$
 A^- et faible

L'inverse est vrai

EX : 7

on dispose d'un volume $V_1=1$ litre de l'acide phosphorique de concentration $C_1=0,1$ mol/l, quel est le volume prenant en considération pour préparer une solution S_2 de l'acide phosphorique de concentration $C_2= 0,01$ mol/l ?

V_2

dilution : تخفيف

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f \quad (V_f = V_1 + V_2)$$

A) 45 ml.

B) 5cl.

C) 35 cm³.

D) 0,5 ml.

✓ E) Toutes les propositions sont fausses.

$$V_f = \frac{C_i \times V_i}{C_f}$$

$$= \frac{10^{-1} \times 1}{10^{-2}}$$

$$V_f = 10 \text{ l}$$

$$V_2 = V_f - V_1 = 9 \text{ l}$$

EX 8 :

Cocher la bonne réponse :



A) Plus l'acide AH est fort, plus la base A^- est faible et plus pK_a est grande.

B) Plus la base A^- est forte, plus AH est fort et plus pK_a est grand.

C) Si $K > Q_{ri}$ la réaction est considérée totale.

$\Rightarrow K > Q_{ri}$ (la réaction se fait dans le sens direct)

✓ D) Aucune proposition n'est juste?

(A et B):

Acide fort \Rightarrow Base conjuguée faible $\Rightarrow K_A \nearrow \nearrow \Rightarrow pK_A \searrow \searrow$

base forte \Rightarrow Acide conjugué faible $\Rightarrow K_A \searrow \searrow \Rightarrow pK_A \nearrow \nearrow$

EX 9

On veut préparer 200 ml d'acide propénoïque avec une concentration $c=0,2 \text{ mol / l}$, donc on mélange $x(\text{ml})$ d'acide propénoïque avec l'eau, quelle est la valeur de x , sachant que sa masse volumique est $0,9\text{g/ml}$ et sa masse molaire est 74g/mol ?.

- A : $3.29 \cdot 10^{-3} \text{ ml}$.
- B : $6.58 \cdot 10^{-3} \text{ ml}$.
- C : 6.58 ml
- D : 3.29 ml
- E : 40 ml

$$P = \frac{m}{n} \quad \left(\frac{m}{M} = C \times V \right)$$

$$= \frac{C \times V \times M}{n}$$

$$n = \frac{C \times V \times M}{P}$$

$$2 \times 10^1 \leftarrow 0,2 \times 10^{-3} \times 200 \times 74$$

$$= \frac{296 \times 10^{-2}}{90 \times 10^{-2}} \quad \frac{300}{90} = \frac{30}{9} = \frac{10}{3} = 3,33$$

$$= 3,33 \text{ ml}$$

$$0,2 \text{ mol/l} = \frac{0,2}{10^3} \text{ mol/ml}$$

$$= 0,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/ml}$$

