

# Chimie I: Chimie Générale



SCIENCES DE LA  
VIE ET DE LA TERRE



**Shop**



- Cahiers de Biologie + Lexique
- Accessoires de Biologie



**Etudier**



Visiter [Biologie Maroc](http://www.biologie-maroc.com) pour étudier et passer des QUIZ et QCM en ligne et Télécharger TD, TP et Examens résolus.



**Emploi**



- CV • Lettres de motivation • Demandes...
- Offres d'emploi
- Offres de stage & PFE

**Thermodynamique Chimique**

1- la glace se réchauffe de -20 à 0 °C	10/18 * 37,7*(0+20)	= 419J
- la glace fond à 0°	10/18 * 6000 J	= 3333J
- l'eau de fonte se réchauffe de 0 à 100°C	10/18 * 75,3*(100-0)	= 4183J
- l'eau se vaporise à 100°	10/18 * 44000	= 24444J
<b>Total</b>		<b>= 32380 J</b>

2- a-  $m_1 * C^*(T_f - T_1) + C_{cal} * (T_f - T_1) + m_2 * C^*(T_f - T_2) = 0$

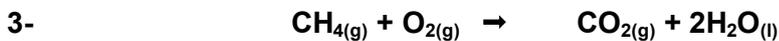
$$C_{cal} = C * [(m_2(T_2 - T_f) - m_1(T_f - T_1))] / (T_f - T_1)$$

$$C_{cal} = 4,18 * [(200(50 - 24,33) - 700(24,33 - 19,23))] / (24,33 - 19,23)$$

$$C_{cal} = 1281 \text{ JK}^{-1} \text{ (soit une valeur équivalente en eau } \mu = 306\text{g)}$$

b-  $(900+306)*4,18*(28,33 - 24,33) + Q = 0 \Rightarrow Q = - 20174 \text{ J}$

d'où  $Q_v = \Delta U = Q * 128 / 0,5 = - 5164 \text{ kJ.mol}^{-1}$



$$\Delta_f H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_{2(g)}) + 2\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_{4(g)}) - \Delta_f H^\circ(\text{O}_{2(g)})$$

$$\Delta_r H^\circ = - 890,2 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \Delta_r H^\circ < 0 \Leftrightarrow \text{la reaction est exothermique}$$



$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(l)) + 6\Delta_f H^\circ(\text{O}_{2(g)}) - 6\Delta_f H^\circ(\text{CO}_{2(g)}) - 6\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)})$$

$$\Delta_r H^\circ = 2807,8 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \Delta_r H^\circ > 0 \Leftrightarrow \text{la reaction est endothermique}$$

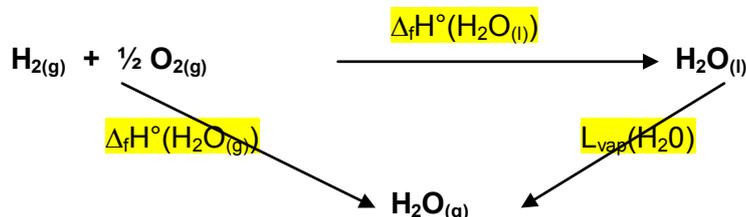
#### 4- Loi de Hess :



$$\Delta_r H^\circ = \Delta_{com} H^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) - \Delta_{com} H^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}) = - 493 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}) + \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}) = - 492 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

#### 5- On imagine un cycle thermochimique :



$$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) = \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) + L_{vap}(\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) = - 285,5 + 44 = - 241,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

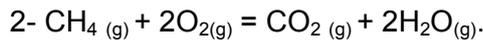
Comme il n'y a pas de changement d'état ou de phase dans l'intervalle de température considéré on peut utiliser la loi de Kirchoff :  $\Delta_r H^\circ T_2 = \Delta_r H^\circ T_1 + \int \Delta_r C_p^\circ dT$

$$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g), 600\text{K}}) = \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g), 298\text{K}}) + \Delta_r C_p^\circ (600-298)$$

$$\text{avec } \Delta_r C_p^\circ = C_p(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) - C_p(\text{H}_2\text{(g)}) - \frac{1}{2} C_p(\text{O}_{2(g)})$$

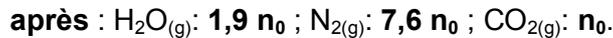
$$\Delta_r C_p^\circ = 33,6 - 29,3 - \frac{1}{2} 25,5 = -8,45 \text{ J.mol.K}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g), 600\text{K}}) = -244,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$



$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(CO_2 (g)) + 2\Delta_f H^\circ(H_2O (g)) - \Delta_f H^\circ(CH_4 (g))$$

$$\Delta_r H^\circ = -390 - 2*240 + 110 = \mathbf{7,6 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}}$$

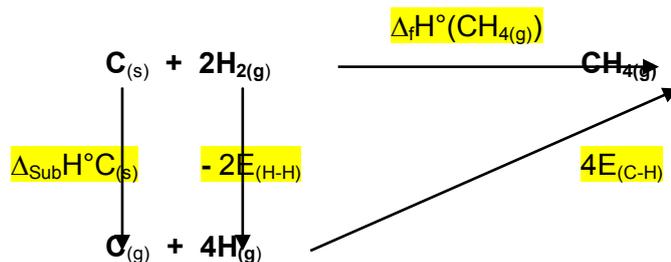


4- L'énergie dégagée par la combustion chauffe les produits formés :

$$0,95 n_0 \Delta_r H^\circ + [n_0 C_{P, CO_2} + 7,6 n_0 C_{P, N_2} + 1,9 n_0 C_{P, H_2O}] (T_f - T_0) = 0$$

$$T_f = 300 + 0,95 * 7,6 \cdot 10^2 / [45 + 7,6 * 30 + 1,9 * 30] = \mathbf{2500 \text{ K}}$$

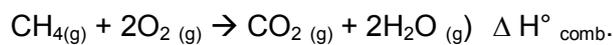
7- Loi de Hess : On imagine un cycle thermochimique :



$$\Delta_{Sub} H^\circ C(s) - 2E_{(H-H)} + 4E_{(C-H)} - \Delta_f H^\circ(CH_4(g)) = 0$$

d'où  $\Delta_f H^\circ(CH_4(g)) = 716,7 + 2 * 436 - 4*415 = \mathbf{-71,3 \text{ kJ.mol}^{-1}}$

Combustion du méthane :



$$\Delta_{Comb} H^\circ = \Delta_f H^\circ (H_2O) + \Delta_f H^\circ (CO_2) - \Delta_f H^\circ (CH_4) - \Delta_f H^\circ (O_2)$$

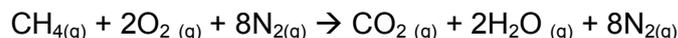
$$\Delta_{Comb} H^\circ = 2*(-241,8) + (-393,5) - (-71,3) - 0 = \mathbf{-805,8 \text{ kJ.mol}^{-1}}$$

Température finale du système :

Dans une réaction d'explosion ou d'inflammation, on considère le système comme adiabatique : il n'a pas le temps d'échanger de l'énergie avec l'extérieur. On a coutume d'appeler :

- température de flamme, la température maximale atteinte lors d'une transformation adiabatique isobare,
- température d'explosion, la température maximale atteinte lors d'une transformation adiabatique isochore.

l'air contient en mol 20% de dioxygène et 80% de diazote :



système adiabatique (pas de transfert de chaleur vers l'extérieur) : la chaleur libérée par la combustion sert à chauffer les produits de la réaction.

$$\int_{100}^{T_f} C_{P(CO_2)} + 2C_{P(H_2O)} + 8C_{P(N_2)} dT + \Delta_{Com} H^\circ_{298K} = 0$$

La capacité calorifique totale :  $37,1 + 2 * 33,5 + 8*29,1 = 336,9 \text{ J K}^{-1}$

$$805,8 \cdot 10^3 = 336,9 (T_f - 298) \quad \Leftrightarrow \quad \mathbf{T_f = 2690K}$$

8- La transformation peut être divisée en cinq étapes :

1 la glace se réchauffe de 100 à 273K

$$\Delta S_1 = \int_{100}^{273} \frac{C_{P, glace}}{T} dT = C_{p, s} \ln(273/100) = 37,8 \text{ JK}^{-1}$$

2 la glace fond à 273K

$$\Delta S_2 = \frac{\Delta_{fus} H^0}{T_{fus}} = 6000/273 = 22 \text{ JK}^{-1}$$

3 l'eau de fonte se réchauffe de 273 à 373K  $\Delta S_3 = \int_{273}^{373} \frac{C_{Pliquide}}{T} dT = C_{p,l} \ln(373/273) = 23,5 \text{JK}^{-1}$

4 l'eau se vaporise à 100°  $\Delta S_3 = \frac{\Delta_{vap}H^0}{T_{eb}} = 44000/373 = 118 \text{JK}^{-1}$

5 la vapeur se réchauffe de 373 à 500K  $\Delta S_4 = \int_{373}^{500} \frac{C_{Pgaz}}{T} dT = C_{p,g} \ln(500/373) = 9,9 \text{JK}^{-1}$

**Transformation globale**  $\Delta S = \Delta S_1 + \Delta S_2 + \Delta S_3 + \Delta S_4 = 211 \text{JK}^{-1}$

L'augmentation d'entropie au cours de cette transformation est importante, le désordre moléculaire a fortement augmenté.

9- a-  $m_1 \cdot C \cdot (T_f - T_1) + m_2 \cdot C \cdot (T_f - T_2) = 0$

$20 \cdot (T_f - 20) + 100 \cdot (T_f - 80) = 0$

$T_f = 70^\circ\text{C}$

b- Le mélange se faisant spontanément de manière irréversible, pour pouvoir calculer  $\Delta S$  il faut imaginer un chemin réversible conduisant au même état final, puisque l'entropie est une fonction d'état :

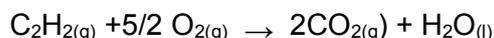
1-  $m_1$  se réchauffe de 20 à 70°C  $\Delta S_1 = \int_{293}^{343} \frac{m_1 C}{T} dT = C \cdot \ln(343/293) = +13,2 \text{JK}^{-1}$

2- Refroidissement de  $m_2$  de 80 à 70°C  $\Delta S_2 = \int_{353}^{343} \frac{m_2 C}{T} dT = C \cdot \ln(343/353) = -12 \text{JK}^{-1}$

3- Mélange de  $m_1$  et  $m_2$   $\Delta S_3 = 0$

$\Delta S = \Delta S_1 + \Delta S_2 + \Delta S_3 = +0,8 \text{JK}^{-1}$

On obtient  $\Delta S > 0$  le mélange étant une opération spontanée donc irréversible.



2- a-  $\Delta_r H^\circ_{298} = 376,3 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

b-  $\Delta_r H^\circ_{298} = 2\Delta_{\text{Com}}H_{\text{CH}_4(\text{g})} - \Delta_{\text{Com}}H_{\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})} - 3\Delta_{\text{Com}}H_{\text{H}_2(\text{g})} = 376,3 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

c-  $\Delta_r H^\circ_{298} > 0 \Rightarrow$  réaction endothermique

3-  $\Delta_r G^\circ_{298} = 310,9 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\Delta_r G^\circ_{298} > 0 \Rightarrow$  réaction impossible thermodynamiquement

4-  $\Delta_r S^\circ_{298} = (\Delta_r H^\circ_{298} - \Delta_r G^\circ_{298})/T = 219,46 \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

5- Si P diminue, l'équilibre évolue dans le sens 1 (*d'augmentation du nbre de mole gazeuses*)

Si T augmente, l'équilibre évolue dans le sens 1 (*sens de la réaction endothermique*)

11- 1- à partir de la relation  $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$

$\Delta_r H^\circ = -336,6 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$< 0 \Rightarrow$  réaction exothermique

$\Delta_r S^\circ = -93,1 \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\Delta_r G^\circ = -308,86 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

2- en utilisant la loi de Hess :

$\Delta_r G^\circ = \Delta_f G^\circ_{(\text{CHCl}_3(\text{l}))} + 3 \Delta_f G^\circ_{(\text{CHCl}_3(\text{l}))} - \Delta_f G^\circ_{(\text{CH}_4(\text{g}))} - 3 \Delta_f G^\circ_{(\text{Cl}_2(\text{g}))}$

$\Delta_r G^\circ = -308,8 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} < 0 \Rightarrow$  réaction spontanée

12- Le méthanol est fabriqué par la réaction :  $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) = \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$

a- Déterminer l'enthalpie libre standard de la réaction à 298K.(sous 1 bar)

$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ_{(\text{CH}_3\text{OH})} - \Delta_f H^\circ_{(\text{CO})} - 2\Delta_f H^\circ_{(\text{H}_2)}$

$$\Delta_r H^\circ = -201,2 - (110,5) = -90,7 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

$$\Delta_r S^\circ = S^\circ_{(\text{CH}_3\text{OH})} - S^\circ_{(\text{CO})} - 2S^\circ_{(\text{H}_2)}$$

$$\Delta_r S^\circ = 238 - 197,9 - 2 \times 130,7 = -221,3 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}.$$

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ = -90,7 \times 10^3 - 298(-221,3) = -24,75 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

b-  $\Delta_r H^\circ < 0 \Rightarrow$  réaction exothermique

c- L'entropie est une mesure du désordre : dans ce cas il y a une diminution flagrante du désordre, on passe de trois molécules à une seule. L'entropie finale est inférieure à l'entropie initiale.

Puisque  $\Delta_r G^\circ < 0 \Rightarrow$  la réaction est spontanée à 298K (dans les conditions standard).

$$c- K_{298\text{K}} = \exp\left(-\frac{\Delta_r G^\circ}{R T}\right) = 2.1 \times 10^4$$

La constante  $K_{427\text{K}}$  peut être de deux façons :

- à partir de  $\Delta_r G^\circ_{427}$

$$- \Delta_r G^\circ_{427} = \Delta_r H^\circ_{298} - 427 \cdot \Delta_r S^\circ_{298} \text{ (approximation d'Ellingham)}$$

$$- \Delta_r G^\circ_{427} = 3,79 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$- K_{427\text{K}} = \exp\left(-\frac{\Delta_r G^\circ}{R T}\right) = 0,35$$

- à partir de la relation de Van't Hoff

$$\ln\left(\frac{K_{427}}{K_{298}}\right) = \frac{\Delta H}{R} \left[\frac{1}{298} - \frac{1}{427}\right] \Rightarrow K_{427\text{K}} = 0,38$$

K diminue avec l'élévation de température qui est normal pour une réaction exothermique.

L'équilibre est déplacé vers la gauche.

d- On calcule les pressions partielles de chacun des gaz

$$P_{\text{CO}} = \frac{1}{4} * 500 = 125 \text{ bar} \quad P_{\text{H}_2} = \frac{2}{4} * 500 = 250 \text{ bar} \quad P_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{1}{4} * 500 = 125 \text{ bar}$$

$$\text{L'expression de } Q = \frac{P_{\text{CH}_3\text{OH}}}{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2}^2} = \frac{125}{125 * 250^2} = 1,6 \times 10^{-5}$$

$Q < K$  : le système n'est pas en équilibre, la réaction évoluera vers la droite jusqu'à ce que l'équilibre soit atteint. Ce qui se traduit par une augmentation de la concentration de  $\text{CH}_3\text{OH}$  et une diminution de  $\text{CO}$  et  $\text{H}_2$ .

e- La réaction est exothermique, il ne faut pas chauffer le système.

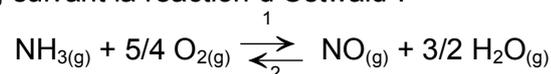
D'après le nombre des moles gazeuses, il faut augmenter la pression du système.

f- Les pressions partielles :  $P_i = P_{\text{totale}} X_i$

$$P_{\text{H}_2} = 108,31 \text{ bar} \quad P_{\text{CO}} = 23,42 \text{ bar} \quad P_{\text{CH}_3\text{OH}} = 40,47 \text{ bar}$$

$$\text{Constante d'équilibre } K = \frac{p_{\text{CH}_3\text{OH}}}{(p_{\text{CO}} * (p_{\text{H}_2})^2)} = 1,5 \times 10^{-4}.$$

13- Le principe de la production de l'acide nitrique consiste à oxyder l'ammoniac par l'oxygène de l'air, en présence de catalyseur, suivant la réaction d'Ostwald :



$$1) \Delta_r H^\circ_{298} = -54,06 \text{ kcal.mol}^{-1} < 0 \Rightarrow \text{réaction exothermique}$$

$$2) \Delta_r S^\circ_{298} = 2,085 \text{ cal.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$3) \Delta_r G^\circ_{298} = -54,681 \text{ kcal.mol}^{-1} < 0 \Rightarrow \text{réaction possible thermodynamiquement à 298K dans les conditions standard.}$$

4) Si P diminue, l'équilibre évolue dans le sens 1 (sens d'augmentation du nombre de moles de gaz)

Si T augmente, l'équilibre évolue dans le sens 2 (sens de la réaction endothermique)

$$5) K = \exp(-\Delta_r G^\circ_{298} / RT) = 7 \times 10^{39}$$

**Solutions aqueuses**

1- La concentration molaire C de la solution préparée :  $C = m/(M \cdot V)$

où la masse molaire de  $Al_2(SO_4)_3$   $M = 2 \cdot 27 + (32 + 4 \cdot 16) \cdot 3 = 342 \text{ g/mol}$

$$\Rightarrow C = 1,71 / (342 \cdot 500 \cdot 10^{-3}) \text{ mol/l} \quad \Rightarrow \quad C = 0,01 \text{ mol/l}$$

- La concentration des ions présents en solution :

$$[Al^{3+}] = 2C = 0,02 \text{ mol/l} \quad \text{et} \quad [SO_4^{2-}] = 3C = 0,03 \text{ mol/l}$$

2- - La masse m de sulfate de cuivre  $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$  nécessaire :  $m = C \cdot M \cdot V$

La masse molaire de:  $M = 63,5 + 32 + 16 \cdot 4 + 5 \cdot 18 = 249,5 \text{ g/mol}$

$$\Rightarrow m = 0,1 \cdot 100 \cdot 10^{-3} \cdot 249,5 = 2,495 \text{ g}$$

- A partir de la relation de dilution  $C_i V_i = C_f V_f \Rightarrow V_i = 0,001 \cdot 200 / 0,1 = 2 \text{ ml}$

3-) - Le gaz HCl est considéré gaz parfait, la quantité dissoute :

$$n = PV/RT = 1,8 \cdot 17 / (298 \cdot 0,082) = 1,252 \text{ mol}$$

$$\text{La totalité du gaz est dissoute dans } 1,5 \text{ l d'eau} \Rightarrow C = n/V = 1,252 / 1,5 = 0,834 \text{ mol/l}$$

4-  $V_t = V_1 + V_2 = 200 + 500 = 700 \text{ mlet}$        $n_t = n_1 + n_2$

$$n_1 = C_1 V_1 \text{ et } n_2 = C_2 V_2 \Rightarrow n_t = 0,2 \cdot 0,200 + 0,05 \cdot 0,500 = 0,065 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow C = n_t / V_f = 0,065 / 0,700 = 0,093 \text{ mol/l}$$

Espèces présentes :  $Na^+$ ,  $Cl^-$ ,  $Zn^{2+}$ .

$$n(Na^+) = C_1 V_1 = 0,01 \cdot 0,500 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \quad \Rightarrow [Na^+] = 0,00625 \text{ mol/l}$$

$$n(Zn^{2+}) = C_2 V_2 = 0,02 \cdot 0,300 = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \quad \Rightarrow [Zn^{2+}] = 0,0075 \text{ mol/l}$$

$$n(Cl^-) = C_1 V_1 + 2 C_2 V_2 = 5 \cdot 10^{-4} + 2 \cdot 6 \cdot 10^{-4} = 17 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \quad \Rightarrow [Cl^-] = 0,02125 \text{ mol/l}$$

On peut retrouver  $[Cl^-] = [Na^+] + 2 \cdot [Zn^{2+}]$  relation la neutralité électrique de la solution

6- -titre de la solution commerciale :

$$d = 0,92 \Rightarrow \text{la masse volumique de solution commerciale } \rho = 1000 \cdot 0,92 = 920 \text{ g/l}$$

$$\% \text{ en } NH_3 = 20\% \Rightarrow \text{la concentration massique de la solution commerciale } C^{mass} = 184 \text{ g/l}$$

$$\Rightarrow \text{la concentration molaire } C = 184 / 17 = 10,82 \text{ mol/l} \text{ (appelée aussi molarité } M = 10,82M)$$

$$\text{-titre de la solution diluée : } C_f = C_i V_i / V_f = 10,82 \cdot 10 / 500 = 0,216 \text{ mol/l}$$

7-  $NaN_3(s) \rightarrow Na(s) + 3/2 N_2(g)$

$$t_0 \quad 130/65 = 2 \text{ moles} \quad 0 \quad 0$$

$$t_{\text{éq}} \quad 0 \quad 2 \text{ moles} \quad 3 \text{ moles}$$

$$V_{\text{solide}} \ll V_{\text{gaz}} \Rightarrow V = V_{N_2} = 3 \cdot 24,5 = 73,5 \text{ litres}$$

8 - a-  $C_6 H_{12} O_6 \rightarrow 2 C_2 H_6 O + 2 CO_2$

$$b- n(C_6 H_{12} O_6) = 1000 / 180 = 5,56 \text{ mol} \Rightarrow m(C_2 H_6 O) = 2 \cdot 5,56 \cdot 46 = 511,1 \text{ g}$$

$$\text{(le gaz } CO_2 \text{ est considéré parfait)} \Rightarrow V(CO_2) = 2 \cdot 5,56 \cdot 24,45 = 276,7 \text{ litres}$$

9-  $4 HCl + O_2 \rightleftharpoons 2 Cl_2 + 2 H_2O$

$$t_0 \quad 2 \quad 2 \quad 0 \quad 0$$

$$t_{\text{éq}} \quad 2 - 4x \quad 2 - x \quad 2x \quad 2x$$

$$1,6 \quad 1,9 \quad 0,2 \quad 0,2$$

## Réactions acides - bases

- 1- a) Les bases conjuguées :  $H_2O$ ,  $ClO_4^-$ ,  $NO_3^-$ ,  $NO_2^-$ ,  $HCOO^-$ ,  $C_6H_5COO^-$   
 b) Les acides conjugués des bases suivantes :  $H_2O$ ,  $HCl$ ,  $HS^-$ ,  $NH_4^+$ ,  $C_5H_6N^+$ ,  
 c) Les couples acide/base :  $CH_3NH_2/CH_3NH_3^+$ ,  $SH/S^{2-}$  et  $HNO_3/NO_3^-$

- 2- a-  $HClO_4$  acide fort (totalement dissocié)  $pH = -\log(0,965/100,5) = 2,02$   
 b-  $H_2SO_4$  diacide fort (totalement dissocié)  $pH = -\log(2 * 1,47/98) = 1,52$   
 c-  $HCOOH$  acide faible et peu dissocié  $pH = \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}\log(0,1) = 2,4$   
 d-  $KOH$  base forte (totalement dissociée)  $pH = 14 + \log(0,01) = 12$   
 e-  $CH_3NH_2$  base faible et peu dissociée  $pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\log(0,1) = 11,3$   
 f-  $H_2CO_3$  diacide faible (utiliser  $pK_{a1}$ )  $pH = \frac{1}{2}pK_{a1} - \frac{1}{2}\log(10^{-5}) = 3,2 + 2,5 = 5,7$   
 g-  $Na_3PO_4$  sel de  $H_3PO_4$  (utiliser  $pK_{a3}$ )  $pH = 7 + \frac{1}{2}pK_{a3} + \frac{1}{2}\log(0,1) = 12,7$

- 3-  $pH = 1,30$                        $pH = 3,18$                        $pH = 1,60$

- 4- a) +1                      b) +0,5

### 5- 1- Titre de la solution commerciale

$d = 1,84 \Rightarrow$  masse d'un litre de solution commerciale =  $1000 * 1,84 = 1840$  g/l

$\% H_2SO_4 = 95 \Rightarrow$  quantité de matière d' $H_2SO_4$  dans un litre de solution commerciale.

- la concentration massique. =  $1840 * 0,95 = 1840$  g/l :

- la concentration molaire  $C$  ou  $M = 1748 / 98 = 17,83$  mol/l (M).

- la normalité  $N = 17,83 * 2 = 35,66$  mol d'équivalent / l (N).

2- Solution diluée :

$$- V_i * 17,83 = 10 * 0,025 \Rightarrow V_i = 14 \text{ ml.}$$

$$3- H_2SO_4 \text{ est un diacide fort} \Rightarrow pH = -\log(2 * 0,025) = 1,3$$

$$4- V_f = 500 + 350 = 850 \text{ ml}$$

$$n_t = M_1 V_1 + M_2 V_2 = 0,5 * 0,025 + 0,2 * 0,45 = 0,1025 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow M_f = n_t / V_f = 0,1025 / 0,850 = 0,12 \text{ M}$$

### 6-

Composé	a- Réactions	b- nature	c- Ordre	d- pH
$HCOOH$	$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$	Acide faible	3 <sup>ème</sup>	2,9
$HCl$	$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$	Acide fort	2 <sup>ème</sup>	2,0
$H_2SO_4$	$H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2 H_3O^+$	Acide fort	1 <sup>er</sup>	1,7
$NH_3$	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	Base faible	9 <sup>ème</sup>	10,6
$HCOONa$	$HCOONa + H_2O \rightarrow HCOO^- + Na^+$ $HCOO^- + H_2O \rightleftharpoons HCOOH + OH^-$	Base faible	7 <sup>ème</sup>	7,9
$NH_4Cl$	$NH_4Cl + H_2O \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$	Acide faible	5 <sup>ème</sup>	5,6
$NaCl$	$NaCl + H_2O \rightarrow Cl^- + Na^+$	Neutre	6 <sup>ème</sup>	7,0

$CH_3COONa$	$CH_3COONa + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$ $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$	Base faible	8 <sup>ème</sup>	8,4
$CH_3COOH$	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$	Acide faible	4 <sup>ème</sup>	3,4
$NaOH$	$NaOH + H_2O \rightarrow OH^- + Na^+$	Base forte	10 <sup>ème</sup>	12,0

**7- A) 1- HCl acide fort**

$$pH = -\log(C_{HCl}) = -\log(3,9 \cdot 10^{-3}) = 2,41$$

2- La concentration des ions  $H_3O^+$  libérés par  $C_3H_7COOH$  est la même que celle de HCl et égale à  $3,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ .

3- Cette concentration est inférieure à la concentration initiale de l'acide  $C_3H_7COOH$ , on déduit que cet acide est partiellement dissocié c'est-à-dire un acide faible.

4- Dans ce cas (acide faible et peu dissocié)  $pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log([C_3H_7COOH])$

$$d'où \quad pK_a = 2 pH + \frac{1}{2} \log([C_3H_7COOH]) = 2 * 2,41 + \frac{1}{2} \log(1) = 4,82$$

5- la relation reliant le coefficient de dissociation  $\alpha$  à la concentration C et la constante

$$d'acidité  $K_a$  d'un acide faible (voir cours) est :  $K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C}{(1-\alpha)}$$$

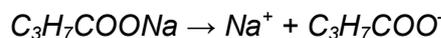
Dans le cas des acides faibles peu dissociés  $\left(\frac{K_a}{C} \leq 0,01\right)$  :

$$\alpha \ll 1 \Rightarrow K_a = C\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

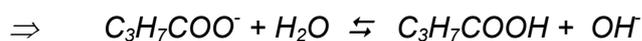
**B) 1-  $C_3H_7COOH + NaOH \rightarrow C_3H_7COONa + H_2O$** 

$$\text{Au point équivalent} \quad C_a V_a = C_b V_e \Rightarrow V_e = 5 \text{ ml}$$

2- Au point équivalent l'acide  $C_3H_7COOH$  a été totalement neutralisé c'est-à-dire transformé en sel  $C_3H_7COONa$  :



$Na^+$  est un ion inactif



$C_3H_7COO^-$  est une base faible

3- les espèces majoritaires présentes en solution sont alors :  $Na^+$ ,  $C_3H_7COO^-$ ,  $OH^-$

Le mélange a donc un caractère de base faible (peu dissociée) :

$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log([C_3H_7COO^-]) \Rightarrow pH = 8,8$$

$$[C_3H_7COO^-] = C_{a0} \cdot V_a / V_t = 0,1 * 10 / (10+5) = 0,067 \text{ M}$$

**8 – 1- la molarité de chacune de ces solutions**

$$H_2SO_4 : 3,75 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$HCl : 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$C_2H_5COOH : 4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

2- le pH commun aux trois solutions  $pH = 3,13$

3- la constante d'acidité de l'acide  $C_2H_5COOH$ .  $pK_a = 4,86 \Rightarrow K_a = 1,38 \cdot 10^{-5}$

4- a- Le titre de la solution basique.  $1,65 \cdot 10^{-3} \text{ M}$



Les espèces présentes en solution au point équivalent :  $NH_4^+$ ,  $Cl^-$

$Cl^-$  est un ion inactif



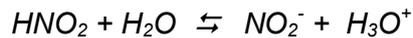
$NH_4^+$  est un acide faible

$\Rightarrow$  solution d'acide faible

c- Le pH du mélange à l'équivalence :  $pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C$

$$pK_a (NH_4^+ / NH_3) = 9,2 \text{ et } C = [NH_4^+] = 5,15 \cdot 10^{-4} \Rightarrow pH = 6,24$$

9- A) 1- l'équation d'ionisation de l'acide nitreux  $\text{HNO}_2$  dans l'eau :



2- Espèces chimiques présentes en solution :  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$

**C. M.**  $M_{a0} = [\text{HNO}_2] + [\text{NO}_2^-]$

**N. E.**  $[\text{NO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$  (1<sup>ère</sup> approximation : milieu acide  $\Rightarrow [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$ )

$K_a/M_{a0} < 0,01 \Rightarrow$  acide faible peu dissocié :  $[\text{NO}_2^-] \ll [\text{HNO}_2] \Rightarrow K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / M_0$

d'où :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_a \cdot M_{a0})^{1/2} = 9,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

$[\text{NO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

$[\text{HNO}_2] = M_{a0} - [\text{NO}_2^-] = 0,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

3- la valeur de pH de cette solution (acide faible peu dissocié)

$$\text{pH} = 1/2 (\text{p}K_a - \log 0,15) = 2,01$$

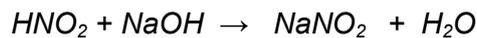
B) 1-Dans 1 litre de solution il y a  $1371 \cdot 0,35 = 479,85 \text{ g}$  de NaOH

$\Rightarrow$  la concentration de la solution commerciale  $M_c = 479,85/40 = 12 \text{ M}$

2- le volume nécessaire pour préparer 200 ml d'une solution diluée 0,12 M

$V = 200 \cdot 0,12 / 12 = 2 \text{ ml}$

C) 1- l'équation globale de la réaction de neutralisation



2- le volume de la solution basique à verser pour obtenir un pH = 3,2

Dosage d'un acide faible par une base forte à  $V_e/2$  on  $\text{pH} = \text{p}K_a$

$\Rightarrow V_e/2 = 12,5 \text{ ml}$

3-  $V_e = 20 \cdot 0,15 / 0,12 = 25 \text{ ml}$

4- Au point équivalent l'acide  $\text{HNO}_2$  a été totalement neutralisé : transformé en sel  $\text{NaNO}_2$



Les espèces majoritaires présentes en solution sont alors :  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{OH}^-$

Le mélange a donc un caractère de base faible (peu dissociée) :

5-  $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K_a + \frac{1}{2} \log([\text{NO}_2^-])$

$[\text{NO}_2^-] = M_{a0} \cdot V_e/V_t = 0,15 \cdot 20 / (20+25) = 0,067 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 8$

6- Après le point équivalent, le pH est imposé par NaOH  $\Rightarrow \text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-]$

**N. E.**  $[\text{NO}_2^-] + [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+]$

**C. M.**  $[\text{Na}^+] = M_{b0} \cdot V_e/V_t = 0,12 \cdot 30 / (30 + 20) = 0,072 \text{ M}$

$[\text{NO}_2^-] = M_{a0} \cdot V_e/V_t = 0,15 \cdot 20 / (20+30) = 0,06 \text{ M}$

d'où :  $[\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] - [\text{NO}_2^-] = 0,012 \text{ M}$  donc  $\text{pH} = 12,1$

10- 1) La réaction de dissolution  $\text{NH}_3$  dans l'eau :  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

2)- la relation reliant le coefficient de dissociation  $\alpha$  à la concentration C et la constante de basicité  $K_b$  :

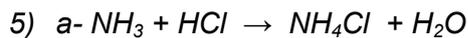
$$\alpha = \frac{[\text{NH}_4^+]}{C} = \frac{[\text{OH}^-]}{C} \quad \text{d'où } K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{(1-\alpha)}$$

Dans le cas d'une base faible peu dissociée : ( $\alpha \ll 1$ )  $\Rightarrow K_b = C\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}}$ .

$$3) K_b = K_e/K_a = 10^{-14}/10^{-9,2} = 10^{-4,8} \quad \text{et } C = 0,1M \Rightarrow \alpha = 0,013. \text{ soit } 1,3\%$$

$$4) pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\log C = 7 + 9,2/2 + \frac{1}{2}\log(0,1) = 11,1$$

[www.goodprepa.tech](http://www.goodprepa.tech)



b-  $C_{HCl} V_{HCl} = C_{NH_3} V_{NH_3} \Rightarrow V_{HCl} = 0,1 \cdot 20 / 0,2 = 10ml$

c- Les espèces présentes en solution au point équivalent :  $NH_4^+$ ,  $Cl^-$



$$\Rightarrow pH = \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}\log[NH_4^+] \quad [NH_4^+] = 0,1 \cdot 20 / 30 = 0,067M$$

$$pH = \frac{1}{2} 9,2 - \frac{1}{2}\log(0,067) = 5,2$$



b-  $K_a/C = 2 \cdot 10^{-4} / 0,1 < 0,01 \Rightarrow$  acide faible peu dissocié

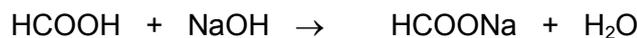
$$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C \quad pH = 2,11$$

2) a-  $C = m/(V \cdot M) \quad C = 0,4 / (0,1 \cdot 40) = 0,1 \text{ mol/l}$

b-  $pH = 14 + \log 0,1 \quad pH = 13$

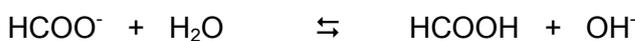
3) a- **5 ml** de soude : c'est le point de  $\frac{1}{2}$  équivalence  $pH = pK_a = 3,7$

b- **10 ml** de soude : c'est le point d'équivalence : l'acide a été totalement neutralisé par la base selon la réaction globale :



$Na^+$  : acide extrêmement faible « inactif »  $\rightarrow$  solution d'une base faible

$HCOO^-$  : base faible



$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log[HCOO^-] \quad \text{où } [HCOO^-] = 0,1 \cdot 10 / 20 = 0,05 \text{ mol/l}$$

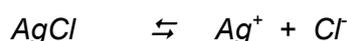
$$pH = 8,2$$

c- **15 ml** de soude le milieu contient un excès de NaOH (base forte) en présence de  $HCOO^-$  (base faible). Le pH est imposé par la base forte :

$$pH = 14 + \log(OH^-) \quad [OH^-] = 5 \cdot 0,1 / 25 = 0,02 \text{ mol/l} \quad pH = 12,3$$

### Equilibre de dissolution

1- a) Réaction de dissolution

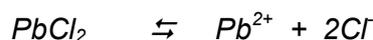


Expression  $K_s$

$$K_s = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$$

$K_s = f(s)$

$$K_s = s^2$$



$$K_s = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2$$

$$K_s = 4s^3$$



$$K_s = [Fe^{3+}] \cdot 3[OH^-]^3$$

$$K_s = 27s^4$$



$$K_s = [Fe^{3+}]^2 \cdot [S^{2-}]^3$$

$$K_s = 108s^5$$

b) - Soit  $s$  la solubilité du chlorure d'argent  $AgCl$  dans l'eau pure à  $25^\circ C$

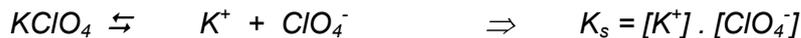
$$K_s = s^2 \Rightarrow s = (K_s)^{1/2} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \text{ soit } 1,3 \cdot 10^{-5} \cdot 143,5 = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ g/l}$$

Soit  $s'$  la solubilité du chlorure d'argent  $AgCl$  dans la solution  $0,1M$  de  $NaCl$

$$K_s = s' (s' + 0,1) \quad s' \text{ est négligeable devant } 0,1$$

$$\Rightarrow K_s = s' \cdot 0,1 \quad \Rightarrow \quad s' = 1,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l} \quad \text{soit } 2,44 \text{ g/l}$$

2- La réaction de dissolution du perchlorate de potassium  $\text{KClO}_4$



a) Soit  $s$  la solubilité du perchlorate de potassium  $\text{KClO}_4$  dans l'eau pure à  $25^\circ\text{C}$

$$K_s = s^2 \quad \text{d'où} \quad s = \sqrt{K_s}$$

$$s = \sqrt{2,9 \cdot 10^{-3}} = 0,054 \text{ mol/l} \quad \text{soit } 0,054 \cdot 138,6 = 7,46 \text{ g/l}$$

b) Soit  $s'$  la solubilité de  $\text{KClO}_4$  dans la solution 0,2M de KCl

$$K_s = s' \cdot (s' + 0,2)$$

$$\text{Comme } s' \text{ est négligeable devant } 0,2 \quad \Rightarrow \quad s' = K_s / 0,2 = 0,0145 \text{ mol/l} \quad \text{soit } 2 \text{ g/l}$$

3- La réaction de dissolution de  $\text{AgI}$  dans l'eau :



a) Soit  $s$  la solubilité de l'iodure d'argent  $\text{AgI}$  dans l'eau pure à  $25^\circ\text{C}$

$$s = 2,88 \cdot 10^{-6} / 235 = 1,22 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

$$K_s = s^2 \quad \Rightarrow \quad K_s = 1,5 \cdot 10^{-16}$$

b) Soit  $s'$  la solubilité de l'iodure d'argent  $\text{AgI}$  dans une solution d'iodure de calcium  $\text{CaI}_2$  à 0,20M

$$K_s = s' (s' + 0,4) \quad \text{on peut considérer } s' \text{ négligeable devant } 0,4$$

$$\text{d'où } K_s = s' \cdot 0,4 \quad \Rightarrow \quad s' = 3,75 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l}$$

4- La réaction de dissolution de  $\text{Mn(OH)}_2$  dans l'eau pure



$$t_0 \quad n \quad 0 \quad 0$$

$$t_{\text{éq}} \quad n-s \quad s \quad 2s$$

$$\text{Comme } K_s = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 \Rightarrow K_s = 4s^3 \Rightarrow s = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/l} \quad \text{d'où } \text{pH} = 10,0$$

Dans une solution à  $\text{pH} = 12$  c'est-à-dire  $[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ mol/l}$



$$t_0 \quad n \quad 0 \quad 0,01$$

$$t_{\text{éq}} \quad n-s' \quad s' \quad 0,01 + 2s'$$

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s' \cdot (0,01 + 2s')^2 = s' \cdot 10^{-4} \Rightarrow s' = 5 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$$

5- La réaction de dissolution de  $\text{Ca(OH)}_2$  dans l'eau :



Soit  $s$  la solubilité de  $\text{Ca(OH)}_2$  dans l'eau pure à  $25^\circ\text{C}$   $\Rightarrow [\text{OH}^-] = 2s$

$$\text{pH} = 12,8 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,063 \text{ mol/l} \quad \text{d'où} \quad s = 0,0315 \text{ mol/l} \quad \text{soit } 2,33 \text{ g/l}$$

$$K_s = 4s^3 = 1,26 \cdot 10^{-4}$$

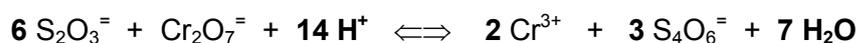
<b>Réactions d'oxydoréduction</b>
-----------------------------------

1-

<i>Li</i>	<i>O<sub>2</sub></i>	<i>H<sub>2</sub></i>	<i>Cl<sub>2</sub></i>	<i>F<sub>2</sub>O</i>	<i>H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></i>	<i>LiH</i>	<i>CaH<sub>2</sub></i>
DO(Li) = 0	DO(O) = 0	DO(H) = -2	DO(Cl) = 0	DO(F) = -1	DO(H) = +1	DO(Li) = +1	DO(Ca) = +2
				DO(O) = +2	DO(O) = -1	DO(H) = -1	DO(H) = -1

<i>H<sub>2</sub>O</i>	<i>MnO<sub>4</sub><sup>-</sup></i>	<i>FeO</i>	<i>NaI</i>	<i>BaCl<sub>2</sub></i>	<i>SO<sub>2</sub></i>	<i>KBrO<sub>3</sub></i>	<i>Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></i>
DO(O) = -2	DO(O) = -2	DO(O) = -2	DO(Na) = +1	DO(Ba) = +2	DO(O) = -2	DO(K) = +1	DO(Na) = +1
DO(H) = +1	DO(Mn) = +7	DO(Fe) = +2	DO(Li) = -1	DO(Cl) = -1	DO(S) = +4	DO(O) = -2	DO(O) = -2
						DO(Br) = +5	DO(S) = +6

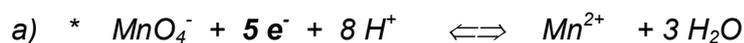
2-



3-



4-



b) La molarité de la solution de  $\text{KMnO}_4$   $M = 3,16/158 = 0,02 \text{ mol/l}$ .

Alors que la normalité dépend de la réaction mise en jeu

\* En milieu acide  $N = 5.M = 0,1N$

\* En milieu basique  $N = 3.M = 0,06 N$

5- Dans l'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  l'oxydant c'est l'ion nitrate  $\text{NO}_3^-$ . Comme sa valeur de potentiel redox  $E^\circ \text{NO}_3^-/\text{NO} = +0,96 \text{ V}$  est supérieure à  $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  et à  $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ , les deux métaux sont attaqués avec un dégagement de  $\text{NO}$ .

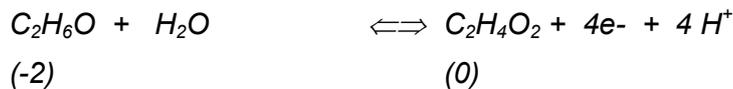
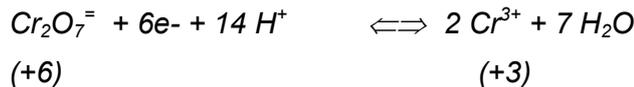
6-. 1) Degré d'oxydation :

<i>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup></i>	<i>CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup></i>	<i>Cr<sup>3+</sup></i>	<i>Cr(OH)<sub>3</sub></i>	<i>Cr</i>	<i>H<sup>+</sup></i>	<i>H<sub>2</sub>O</i>
DO(Cr) = 6	DO(Cr) = 6.	DO(Cr) = 3.	DO(Cr) = 3.	DO(Cr) = 0.	DO(H) = +1.	DO(H) = +1.

<i>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O</i>	<i>C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub></i>	<i>C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub><sup>-</sup></i>	<i>C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>Na</i>	<i>H<sub>2</sub></i>	<i>H<sub>2</sub>O</i>	<i>H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></i>
DO(C) = 2(-1)	DO(C) = 0(3).	DO(C) = 0(3).	DO(C) = 0(3).	DO(H) = 0.	DO(O) = 2.	DO(O) = 1.

2) Les couples ox/red :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{H}^+/\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2/\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

3) Les demi-réactions associées aux couples correspondants et la réaction globale.



4) le titre de la solution d'éthanol

$$\text{Normalité éthanol } N = 0,1 \cdot 12 / 20 = 0,06 \text{ N}$$

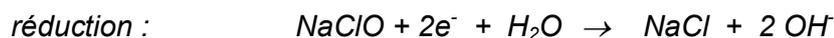
$$\text{Molarité éthanol } M = 0,06 / 4 = 0,015 \text{ M}$$

$$\text{Concentration massique } C_{\text{mass}} = 0,015 \cdot 46 = 0,69 \text{ g/l}$$

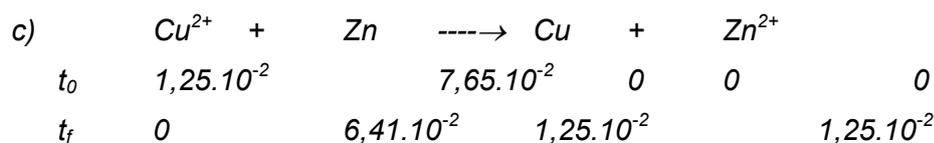
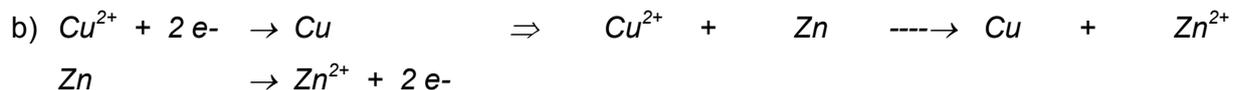
7-

D.O	$\text{NH}_3$	$\text{NaClO}$	$\text{NaCl}$	$\text{N}_2\text{H}_4$
DO(Cl)		1	-1	
DO(N)	-3			-2

b- Les demi réactions



8-. a) comme  $E^\circ\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} > E^\circ\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  nous allons observer une attaque de Zn par les ions  $\text{Cu}^{2+}$  qui se traduira par une dissolution de Zn et la formation de Cu.

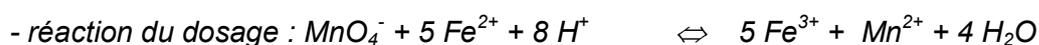
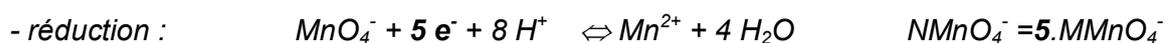


Donc  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,25\text{M}$  et  $[\text{Cu}^{2+}] = 0$

9-. a) La réaction de dissolution du fer par  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .



b) Dosage de  $\text{Fe}^{2+}$  par  $\text{KMnO}_4$  en milieu acide :



c) A l'équivalence  $N_{\text{ox}} V_{\text{ox}} = N_{\text{red}} V_{\text{red}}$  (ox =  $\text{MnO}_4^-$  et red =  $\text{Fe}^{2+}$ )

$$\text{NFe}^{2+} = \text{NMnO}_4^- \cdot \text{VMnO}_4^- / \text{VFe}^{2+} = 0,01 \cdot 11 / 10 = 0,11\text{N}$$

$$\text{MFe}^{2+} = 0,11 \text{ mol/l soit } 0,11 \cdot 56 = 6,16 \text{ g/l}$$

d) La masse de fer contenue dans l'échantillon est :  $m_{\text{Fe}} = 6,16 \cdot 250 \cdot 10^{-3} = 1,54 \text{ g}$

d'où le pourcentage de fer dans le minerai :  $\%_{\text{Fe}} = 100 \cdot m_{\text{Fe}} / m_{\text{échantillon}} = 9,6 \%$

10-. A partir des valeurs des potentiels d'oxydoréduction on peut dire que :

solution \ lame	Mg <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	H <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>
Mg		Mg + Fe <sup>2+</sup> → Mg <sup>2+</sup> + Fe	Mg + 2H <sup>+</sup> → Mg <sup>2+</sup> + H <sub>2</sub>	Mg + 2Ag <sup>+</sup> → Mg <sup>2+</sup> + 2Ag
Fe	(-)		Fe + 2H <sup>+</sup> → Fe <sup>2+</sup> + H <sub>2</sub>	Fe + 2Ag <sup>+</sup> → Fe <sup>2+</sup> + 2Ag
Ag	(-)	(-)	(-)	

\* (-) : aucune réaction.

\* une oxydation du métal de la lame (dissolution de la lame) accompagné d'un dégagement d'hydrogène ou d'un dépôt métallique.

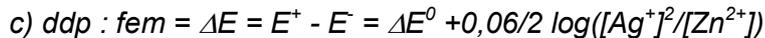
La solution contenant les ions Ag<sup>+</sup> est la plus oxydante : elle oxyde toutes les lames.

Celle contenant les ions Mg<sup>2+</sup> est la moins oxydante : elle n'attaque aucune lame.

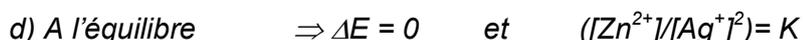
Mg est le métal le plus réducteur : réduit tous les ions des solutions proposées.

Ag est moins réducteur.

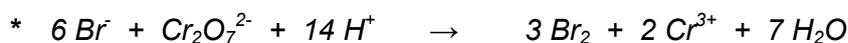
11-.



$$\Delta E = 1,53 V$$



12-. Les réactions correspondantes :



D'après les valeurs des potentiels redox des différents couples considérés : K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> peut oxyder les ions bromures Br<sup>-</sup> mais pas les ions chlorures Cl<sup>-</sup> Alors que KMnO<sub>4</sub> peut oxyder les deux halogénures. Si on inverse les deux étapes on observerait une oxydation simultanée de Br<sup>-</sup> et de Cl<sup>-</sup>.

# Bon courage



## LIENS UTILES 🙌

### Visiter :

1. <https://biologie-maroc.com>

- Télécharger des cours, TD, TP et examens résolus (PDF Gratuit)

2. <https://biologie-maroc.com/shop/>

- Acheter des cahiers personnalisés + Lexiques et notions.
- Trouver des cadeaux et accessoires pour biologistes et géologues.
- Trouver des bourses et des écoles privées

3. <https://biologie-maroc.com/emploi/>

- Télécharger des exemples des CV, lettres de motivation, demandes de ...
- Trouver des offres d'emploi et de stage

