

# 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

## Solutions aqueuses

**1-** On dissout 1,71 g de sulfate d'aluminium  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  dans de l'eau déminéralisée de façon à obtenir 500 ml de solution.

- Calculer la concentration de la solution ainsi préparée
- En déduire la concentration en ion  $\text{Al}^{3+}$  et  $\text{SO}_4^{2-}$ .

**2-** - Calculer la masse de sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  nécessaire pour préparer 100 ml d'une solution  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ .

- Quel volume faut-il prélever de cette solution pour préparer 200ml d'une solution de concentration  $10^{-3} \text{ M}$ .

**3-)** On prépare une solution d'acide chlorhydrique en faisant barboter dans 1,5l d'eau le gaz chlorure d'hydrogène contenu dans un récipient de 17l à la pression de 1,8atm et à la température de  $25^\circ\text{C}$ . La totalité du gaz est dissoute en solution. *On considère que la dissolution du gaz ne change pas le volume de la solution.*

Déterminer la concentration molaire en acide chlorhydrique de la solution ainsi préparée.

**4-** On mélange 200 ml de solution d'acide chlorhydrique de  $C_1 = 0,2 \text{ mol.l}^{-1}$  et 500 ml de solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_2 = 0,05 \text{ mol.l}^{-1}$ .

Quelle est la concentration de la solution obtenue ?

**5-** On mélange 500ml de solution de chlorure de sodium de concentration  $C_1 = 0,01 \text{ mol/l}$  et 300ml de solution de chlorure de zinc de concentration  $C_2 = 0,02 \text{ mol/l}$ .

Calculer les concentrations des ions présents dans la nouvelle solution.

**6-** On désire préparer une solution d'ammoniaque diluée à partir d'une solution commerciale concentrée sachant que sa densité est égale 0,92 et son pourcentage massique en ammoniac est de 20%. On prélève 10 ml de cette solution que l'on introduit dans une fiole jaugée de 500ml. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

Déterminer la concentration de la solution diluée.

**7-** L'azoture de sodium  $\text{NaN}_3$  est le principal composant de la charge d'un airbag : lors d'un impact, il se décompose de manière explosive en sodium solide et diazote.

Quel volume de gaz produit à  $25^\circ\text{C}$  par 130g de  $\text{Na N}_3$  ?

**8-** On réalise la réaction  $4 \text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$  avec 2 moles de HCl et 2 moles de  $\text{O}_2$ . Quelles sont les quantités de chaque constituant présentes à l'équilibre, s'il s'est alors formé 0,2 mole de  $\text{Cl}_2$  ?

**9** - La fermentation alcoolique (anaérobie) décompose le glucose  $C_6H_{12}O_6$  en éthanol  $C_2H_6O$  et gaz carbonique  $CO_2$ . ( le gaz  $CO_2$  est considéré parfait).

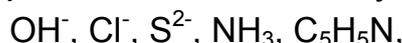
- Ecrire l'équation de la réaction correspondante
- Calculer la masse de  $C_2H_6O$  et le volume de  $CO_2$  formés à partir de 1 kg de glucose.

### Réactions acides - bases

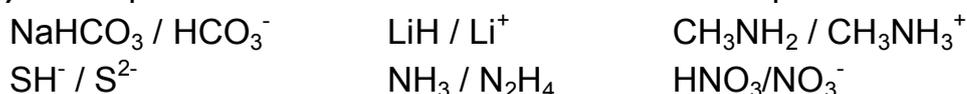
**1-** a) Trouver les bases conjuguées des acides suivants :



b) Trouver les acides conjugués des bases suivantes :



c) Les espèces suivantes constituent-elles des couples acido-basiques ?



**2-** Calculer le pH des solutions aqueuses suivantes :

- acide perchlorique  $HClO_4$  à 965 mg/litre
- acide sulfurique  $H_2SO_4$  à 1,47 g/litre
- acide formique  $HCOOH$  0,1M ( $K_a=1,6 \cdot 10^{-4}$ )
- hydroxyde de potassium  $KOH$  0,01N
- méthylamine  $CH_3NH_2$   $10^{-1}M$  ( $pK_a = 10,6$ )
- eau distillée saturée en  $CO_2$  ( $10^{-5}$  mol/l) ( $pK_{a1}=6,4$  ;  $pK_{a2}=10,3$ )
- phosphate de sodium  $Na_3PO_4$  0,1M ( $pK_{a1}=2,1$  ;  $pK_{a2}=7,2$  ;  $pK_{a3}=12,4$ )

**3-** 100  $cm^3$  d'une solution aqueuse A contiennent 182,5 mg d'acide chlorhydrique.

100  $cm^3$  d'une solution aqueuse B contiennent 150 mg d'acide acétique.

Une solution C est obtenue en mélangeant des volumes égaux A et de B.

Calculer le pH des trois solutions A, B et C.

**4-** De combien le pH varie-t-il lorsqu'on dilue 10 fois une solution :

- d'acide fort
- d'acide faible

**5-** On considère une solution commerciale d'acide sulfurique  $H_2SO_4$  de densité 1,84 et dont le pourcentage en masse est de 95 %.

1- Calculer la concentration massique, la molarité et la normalité de la solution commerciale.

2 Quel volume faut-il prélever de la solution commerciale pour préparer 10 litres d'une solution diluée d'acide sulfurique à 0,05N.

3- Calculer le pH de la solution diluée ainsi préparée.

4- On mélange 500 ml d'une solution d'acide sulfurique à 0,025 M et 200 ml d'une solution d'acide sulfurique à 0,45 mol.l<sup>-1</sup>. Quel est le pH de la solution obtenue ?

**6-** On dispose des solutions aqueuses à 0,01M des composés suivants : HCOOH, HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, HCOONa, NH<sub>4</sub>Cl, NaCl, CH<sub>3</sub>COONa, CH<sub>3</sub>COOH et NaOH. Pour chaque composé :

1- Ecrire la réaction de dissociation dans l'eau ; ainsi que les équilibres qui peuvent s'établir entre les ions obtenus et l'eau. (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> est considéré comme un diacide fort).

2- Indiquer la nature acido-basique de la solution correspondante.

3- Classer ces solutions suivant les valeurs de leurs pH croissantes (sans calcul).

4- Calculer le pH des solutions (utiliser les approximations nécessaires).

**Données** : pK<sub>a</sub>(HCOOH/HCOO<sup>-</sup>)=3,8 - pK<sub>a</sub>(CH<sub>3</sub>COOH / CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>)=4,8 - pK<sub>a</sub>(NH<sub>4</sub><sup>+</sup>/NH<sub>3</sub>)= 9,2

**7- A)** Une solution aqueuse d'acide butanoïque C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>COOH de concentration molaire C=1mol.l<sup>-1</sup> à même pH qu'une solution d'acide chlorhydrique HCl de concentration 3,9.10<sup>-3</sup> mol.l<sup>-1</sup>.

1- Déterminer le pH de ces solutions.

2- Calculer la concentration des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> libérés par l'acide butanoïque.

3- En déduire si cet acide est fort ou faible.

4- Dans ces conditions, l'acide butanoïque est considéré comme très peu dissocié, donner l'expression du pH et déduire la valeur de pK<sub>a</sub> de cet acide.

5- Etablir l'expression du coefficient de dissociation α. En déduire sa valeur

**B)** On dose 10 cm<sup>3</sup> de l'acide butanoïque 0,1 mole.l<sup>-1</sup> par une solution d'hydroxyde de sodium NaOH 0,2 mole.l<sup>-1</sup>.

1- Quel volume de soude est nécessaire pour neutraliser totalement l'acide

2- Quelles sont les espèces présentes en solution au point équivalent ?

3- Calculer la valeur de pH en ce point.

**8 –** Trois solutions d'acides : sulfurique H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, chlorhydrique HCl et propanoïque C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>COOH ont même pH. 15 ml d'une solution de soude 0,01M sont nécessaires pour neutraliser 200 cm<sup>3</sup> de la solution d'acide chlorhydrique alors qu'il faut 40 cm<sup>3</sup> de cette solution de soude pour neutraliser 10 cm de la solution d'acide propénoïque. Calculer :

1- la molarité de chacune de ces solutions

2- le pH commun aux trois solutions

3- la constante d'acidité de l'acide C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>COOH.

4- 22 ml de la solution chlorhydrique sont nécessaires pour doser 10 ml d'une solution aqueuse d'ammoniac.

a- Déterminer le titre de la solution basique.

b- Quelles sont les espèces présentes en solution au point équivalent ?

c- Calculer alors le pH du mélange à l'équivalence.

**9-. A)** La constante d'acidité de l'acide nitreux  $\text{HNO}_2$  est égale à  $6,3 \cdot 10^{-4}$ .

1- Ecrire l'équation d'ionisation de cet acide.

2- Calculer la concentration des espèces présentes dans une solution de  $\text{HNO}_2$  0,15M.

3- Quel est alors la valeur de pH de cette solution ?

**B)** On considère une solution commerciale de soude  $\text{NaOH}$  à 35% (pourcentage massique) et de densité 1,371.

1- Calculer la concentration molaire de la solution commerciale.

2- Quel volume faut-il prélever de cette solution pour préparer 200 ml d'une solution 0,12 M ?

**C)** Une prise d'essai de 20 ml de la solution d'acide nitreux  $\text{HNO}_2$  est neutralisée par la solution de  $\text{NaOH}$  à 0,12M.

1- Ecrire l'équation globale de la réaction de neutralisation

2- Quel volume de la solution  $\text{NaOH}$  faut-il verser pour obtenir un  $\text{pH}=3,2$ . ?

3- Calculer le volume de la solution de soude nécessaire pour neutraliser totalement la prise d'essai de la solution acide (point équivalent)

4- Citer les espèces en présence et indiquer la nature du mélange au point équivalent

5- Calculer alors la valeur de pH en ce point (utiliser les approximations nécessaires)

6- Etablir l'expression de pH du mélange après addition de 30 ml de la solution de soude, puis déterminer sa valeur.

**10-** On considère une solution d'ammoniaque contenant 1,7g de  $\text{NH}_3$  par litre. On désigne par  $K_b$  la constante de basicité de  $\text{NH}_3$ , par  $C$  sa concentration molaire et par  $\alpha$  son degré de dissociation.

1- Ecrire la réaction de dissolution de  $\text{NH}_3$  dans l'eau.

2- Etablir la relation entre  $C$ ,  $K_b$  et  $\alpha$ .

3- Sachant que la constante d'acidité du couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  est de  $5 \cdot 10^{-10}$ , déterminer la valeur de  $\alpha$  pour cette solution (utiliser les approximations nécessaires).

4- Calculer le pH de cette solution.

5- 20 ml de la solution d'ammoniaque sont neutralisés par une solution d' $\text{HCl}$  0,2N.

- a- Ecrire la réaction globale de neutralisation.
- b- Quel volume de la solution HCl doit-on verser pour obtenir l'équivalence.
- c- Calculer la valeur de pH du mélange à l'équivalence.

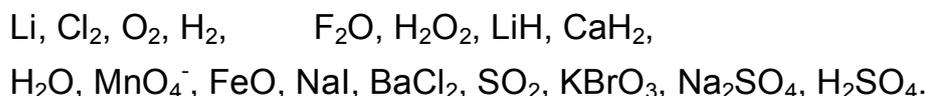
- 11- A)** La constante d'acidité de l'acide méthanoïque HCOOH est égale à  $2 \cdot 10^{-4}$ .
- 1- Ecrire l'équation d'ionisation de cet acide.
  - 2- Calculer le pH d'une solution à 0,1 mol/l d'acide méthanoïque.
- B)** On réalise une solution de soude en dissolvant 400 mg de NaOH dans 100ml d'eau.
- 1- Quelle est la concentration molaire de cette solution ?
  - 2- Calculer alors son pH.
- C)** On effectue la neutralisation de 10 ml de la solution acide par la solution de soude préparée. Calculer le pH du mélange après addition de :
- a- 5 ml de soude
  - b- 10 ml de soude
  - c- 15 ml de soude

### **Equilibre de dissolution**

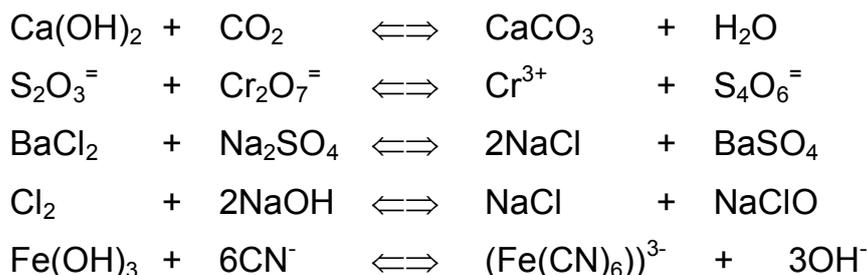
- 1-** On considère les précipités suivants : AgCl, PbCl<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub> et Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub>.  
Ecrire l'équation de dissolution de ces précipités en solutions aqueuses. En déduire l'expression du produit de solubilité K<sub>s</sub> de chacun d'eux. Enfin établir la relation entre la solubilité et le produit de solubilité.
- 2-** Le produit de solubilité du perchlorate de potassium KClO<sub>4</sub> vaut  $2,9 \cdot 10^{-3}$ , calculer la solubilité de ce sel dans l'eau pure et dans une solution de chlorure de potassium 0,2M
- 3-** La solubilité de l'iodure d'argent AgI dans l'eau pure à 25 °C est de  $2,88 \cdot 10^{-3}$  mg/l.
- a- Déterminer la valeur du produit de solubilité de AgI à cette température.
  - b- Calculer la solubilité de l'iodure d'argent AgI dans une solution d'iodure de calcium CaI<sub>2</sub> à 0,20M (utiliser les approximations nécessaires).
- 4-** Le produit de solubilité de l'hydroxyde de manganèse Mn(OH)<sub>2</sub> est de  $5 \cdot 10^{-13}$  à 25°C.
- 1- Donner l'expression de K<sub>s</sub> en fonction de s.
  - 2- Calculer la solubilité de ce sel dans l'eau pure à cette température
  - 3- En déduire le pH d'une solution saturée de Mn(OH)<sub>2</sub>
  - 4- Calculer la solubilité de Mn(OH)<sub>2</sub> dans une solution à pH 12 ?
- 5-** Calculer la solubilité de l'hydroxyde de calcium Ca(OH)<sub>2</sub> en g/l sachant que le pH d'une solution saturée de ce sel à 25 °C est de 12,8. En déduire le produit de solubilité de Ca(OH)<sub>2</sub> à cette température.

## Réactions d'oxydoréduction

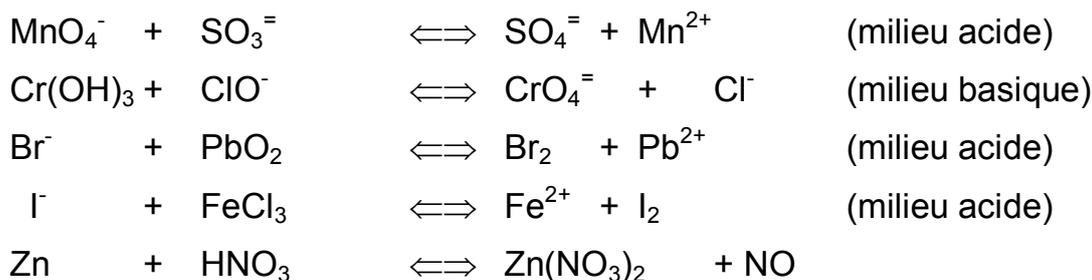
**1-** Calculer le degré d'oxydation des différents éléments dans les composés suivants :



**2-** Quelles sont les réactions d'oxydoréduction, parmi les réactions suivantes ?



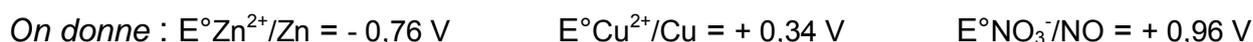
**3-** Equilibrer les réactions d'oxydoréduction suivantes :



**4-** Le permanganate de potassium KMnO<sub>4</sub> (M=158g/mol) peut être réduit en sel de manganèse (II), en milieu acide, et en dioxyde de Manganèse MnO<sub>2</sub> en milieu basique.

- a) Ecrire les demi réactions correspondantes.  
b) Quelle est alors la normalité d'une solution de KMnO<sub>4</sub> à 3,16g/l ?

**5-** Une solution d'acide chlorhydrique HCl attaque le zinc avec dégagement d'hydrogène, mais n'attaque pas le cuivre. D'autre part, l'acide nitrique HNO<sub>3</sub> attaque ces deux métaux, mais avec un dégagement de NO. Comment expliquer ces différences de comportement ?

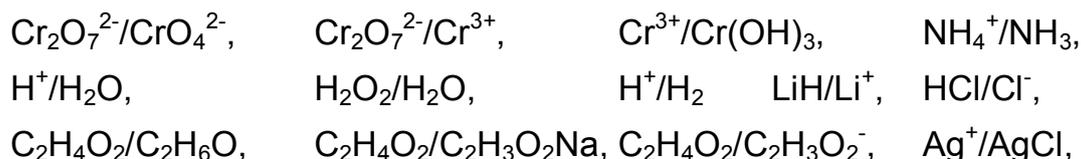


**6-. 1)** Déterminer le degré d'oxydation des éléments suivants :

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

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

2) Entourer les couples ox/red parmi les couples suivants :



3) En milieu acide  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  permet l'oxydation complète de l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  en acide acétique  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ . Ecrire les demi-réactions associées aux couples correspondants et la réaction globale.

4) On réalise le titrage de 20 ml d'une solution d'éthanol par une solution de bichromate de potassium  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ( $2\text{K}^+$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) de normalité 0,1N. L'équivalence est obtenue après addition de 12 ml de la solution oxydante. Calculer le titre de la solution d'éthanol (N, M,  $C_{\text{mass}}$ ).

7-. L'ammoniac réagit avec l'hypochlorite de sodium  $\text{NaClO}$  pour former l'hydrazine  $\text{N}_2\text{H}_4$  et le chlorure de sodium  $\text{NaCl}$ .

a- Déterminer le degré d'oxydation du chlore et de l'azote dans les différents composés.

b- Ecrire les demi-réactions d'oxydation et de réduction (en milieu basique) ainsi que la réaction globale correspondante.

8-. Dans 50 ml d'une solution de sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$  à 0,25M, on fait agiter 1 g de zinc.

1 - Décrire les phénomènes observés.

2 - Ecrire les équations des demi-réactions et de la réaction globale.

3 - Déterminer la composition du mélange en fin de réaction.

**On donne** :  $E^\circ\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$      $E^\circ\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34 \text{ V}$      $M_{\text{Zn}}=65,4$      $M_{\text{Cu}}=63,6$

9-. Pour déterminer la teneur en fer d'un minerai, on traite un échantillon de 16 g par l'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dilué. Dans ces conditions, tout le fer contenu dans l'échantillon se retrouve à l'état de sulfate de fer ( $\text{FeSO}_4$ ) dans la solution. Le volume de celle ci est ajusté à 250 ml avec de l'eau distillée (solution S1), puis on en prélève un volume de 10 ml qu'on dose par une solution de  $\text{KMnO}_4$  0,02mol/l. On doit utiliser 11 ml de la solution de  $\text{KMnO}_4$ .

a) Ecrire la réaction de dissolution du fer par  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

b) Ecrire la réaction du dosage sachant que le fer (II) est oxydé en fer (III).

c) Calculer la normalité, la molarité et la concentration massique de la solution S1.

d) Quelle est alors la masse de fer contenu dans l'échantillon ? En déduire la teneur en fer du minerai (pourcentage massique).

10-. On dispose de :

- quatre solutions aqueuses de  $\text{HCl}$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$  et de  $\text{AgNO}_3$ .

- trois lame métal de fer, magnésium et d'argent

Que se passe t-il, si on plonge les lames dans chacune des solutions ?

**Données** :  $E^\circ \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$      $E^\circ \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} = -2,37 \text{ V}$      $E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$

**11-** On réalise une pile constituée d'une solution de  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  dans laquelle plonge une lame de Zinc et d'une solution d' $\text{AgNO}_3$  dans laquelle plonge une lame d'argent. Les deux solutions sont reliées par un pont conducteur. Les deux lames sont réunies par un fil conducteur ;

a) Faire un schéma de la pile et expliquer ce qui se passe dans chaque compartiment

b) Ecrire les demi réactions ainsi que la réaction globale

c) Calculer la ddp entre les deux lames métalliques si les deux solutions sont à 0,1M.

d) Lorsque l'équilibre est atteint, calculer la constante de l'équilibre chimique. Quelles sont alors les concentrations respectives des cations dans les deux compartiments.

**12-** Lors d'une analyse qualitative d'un mélange d'anions, la recherche des ions chlorures  $\text{Cl}^-$  en présence des ions bromures  $\text{Br}^-$  s'effectue en deux étapes :

- Dans un premier temps, le mélange est traité par une solution de bichromate de potassium, en milieu acide, ce qui libère sélectivement du Brome  $\text{Br}_2$ .

- Ensuite on ajoute une solution de permanganate de potassium  $\text{KMnO}_4$  (milieu acide) pour libérer les ions chlorures  $\text{Cl}^-$  sous forme de chlore  $\text{Cl}_2$ .

Ecrire les réactions correspondantes (préciser la variation du degré d'oxydation) :

$E^\circ \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,06 \text{ V}$      $E^\circ \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,36 \text{ V}$      $E^\circ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+} = 1,33 \text{ V}$      $E^\circ \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,51 \text{ V}$

**Thermodynamique Chimique**

**1-** Quelle est la quantité de chaleur nécessaire pour convertir 10 g de glace à la température  $-20^{\circ}\text{C}$  en vapeur à  $100^{\circ}\text{C}$  ?

On donne la capacité calorifique de l'eau en  $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$  :

$$C_p\text{H}_2\text{O}_{(s)} = 37,7 \quad C_p\text{H}_2\text{O}_{(l)} = 75,3 \quad C_p\text{H}_2\text{O}_{(g)} = 33,6$$

$$\text{chaleur latente de fusion de la glace } L_{\text{fus}} = 6 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\text{chaleur latente de vaporisation } L_{\text{vap}} = 44 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

**2-** Dans un calorimètre contenant 700g d'eau et une bombe calorimétrique, la température est de  $19,23^{\circ}\text{C}$ .

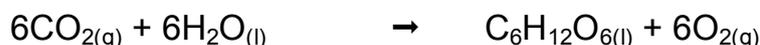
a- On ajoute 200g d'eau à  $50^{\circ}\text{C}$ , la température se fixe à  $24,33^{\circ}\text{C}$ .  
Calculer la capacité calorifique du calorimètre

b- On déclenche alors une étincelle dans la bombe, ce qui entraîne la combustion de 0,5g de naphthalène  $\text{C}_{10}\text{H}_8$  solide contenu dans la bombe. La température s'élève jusqu'à  $28,33^{\circ}\text{C}$ . Calculer la chaleur de combustion du naphthalène.

**3-** La combustion du méthane fournit du dioxyde de carbone et de l'eau :



La photosynthèse se déroule dans les plantes et permet de convertir dioxyde de carbone et eau en sucre et dioxygène :



Déterminer l'enthalpie standard de la réaction associée à chacune des équations. En déduire si la réaction est endothermique ou exothermique.

**Données : à 298K**

	$\text{CH}_4(g)$	$\text{CO}_2(g)$	$\text{H}_2\text{O}(l)$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(l)$
$\Delta_f\text{H}^{\circ} (\text{kJ mol}^{-1})$	-74,87	-393,5	-285,8	-1268

**4-** On cherche à déterminer l'enthalpie standard  $\Delta_r\text{H}^{\circ}$  de la réaction de conversion de l'éthanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  en acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , à partir des enthalpies de l'acide éthanoïque et de l'éthanol.

1. Ecrire les équations des réactions de combustion mises en jeu. Le nombre stœchiométrique de l'espèce considérée aura pour valeur 1.

2. Ecrire l'équation traduisant l'oxydation de l'éthanol en acide éthanoïque et en déduire la valeur de  $\Delta_r\text{H}^{\circ}_3$ . Retrouver cette valeur à partir des enthalpies standard de formation.

**Données à 298K**

$$\Delta_{\text{com}}\text{H}^{\circ}(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = -1368 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \Delta_{\text{com}}\text{H}^{\circ}(\text{CH}_3\text{COOH}) = -875 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

$$\Delta_f\text{H}^{\circ}(\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}) = -484,5 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \Delta_f\text{H}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}) = -484,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

5- Calculer l'enthalpie standard de formation de l'eau à l'état gazeux à 298K

En déduire la valeur de cette enthalpie de formation à 600K.

**Données à 298K** :  $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(liq)}) = -285,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$   $L_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}) = 44,0 \text{ kJ.mol}^{-1}$ ,  
 $C_P(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) = 33,6 \text{ J.mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ ,  $C_P(\text{H}_2(\text{g})) = 29,3 \text{ J.mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ ,  $C_P(\text{O}_2(\text{g})) = 25,5 \text{ J.mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ .

6- Le biogaz est le gaz produit par la fermentation de matières organiques animales ou végétales en l'absence de dioxygène. C'est un mélange composé essentiellement de méthane  $\text{CH}_4$  et de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ .

1- Écrire l'équation de la transformation de glucose en méthane et dioxyde de carbone.

2- Écrire l'équation de la réaction de combustion du méthane et calculer son enthalpie standard de réaction à 300 K. On considèrera que l'eau est sous forme gaz.

On procède à la combustion d'un biogaz (95 %  $\text{CH}_4$  et de 5,0 %  $\text{CO}_2$ ) dans l'air (80%  $\text{N}_2$  et 20%  $\text{O}_2$ ) en quantité de matière. Le méthane et le dioxygène sont en proportions stœchiométriques

On suppose que la combustion est rapide pour être adiabatique, que et que les gaz entrent à la température de  $T_0 = 300 \text{ K}$ .

3- Pour une quantité  $n_0$  de biogaz, dresser un bilan des quantités de matière avant la combustion et après.

4- Calculer la valeur de la température finale atteinte  $T_f$ .

**Données à 300K**

	$\text{CH}_4(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\text{N}_2(\text{g})$
$\Delta_f H^\circ$ (kJ /mol)	-110	-390	-240	
$C_P$ (J mol <sup>-1</sup> K <sup>-1</sup> )		45	30	30

7- Calculer l'enthalpie molaire standard de formation du méthane à 298K

Déterminer la variation d'enthalpie standard de combustion du méthane.

La combustion complète d'une mole de méthane dans une enceinte est totale et rapide, quelle est la température des gaz après combustion.

**Données à 298 K** :

Enthalpie standard de liaisons (kJ/mol) :

C-C : -350 ; C-H : -415 ; H-H : -436 ; O=O : -495.

Enthalpie molaire standard de formation (kJ/mol) :

$\text{CO}_2(\text{g})$  : -393,5 ;  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  : -241,8 ;  $\text{C}(\text{g})$  : 716,6.

Capacité calorifique molaire (J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>) :

$\text{CO}_2(\text{g})$  : 37,1 ;  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  : 33,5 ;  $\text{N}_2(\text{g})$  : 29,1 ;  $\text{CH}_4(\text{g})$  : 35,7 ;  $\text{O}_2(\text{g})$  : 29,3

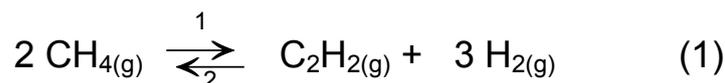
8- Calculer la variation d'entropie quand on chauffe une mole d'eau de 100 K à 500 K sous 1 bar. (voir les données de l'exercice 1)

9- On mélange 20g d'eau à 20°C et 100g d'eau à 80°C. On admettant qu'il n'ya pas de perte de chaleur.

a- Calculer la température finale ?

b- Quelle est la variation d'entropie ?

10- On considère la synthèse de l'acétylène selon la réaction suivante :



1- Donner les réactions de combustion de  $\text{CH}_{4(g)}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$  et  $\text{H}_{2(g)}$ .

2- Calculer la variation d'enthalpie de la réaction (1) à 298K

a- à partir des enthalpies standards de formation.

b- à partir des enthalpies de combustion

c- Cette réaction est elle exothermique ou endothermique ?

3- Calculer la variation de l'enthalpie libre de la réaction (1) à 298K.

Cette réaction est elle possible thermodynamiquement ?

4- Déduire la variation d'entropie standard de la réaction (1) à 298K.

5- Quelle est l'influence sur cet équilibre

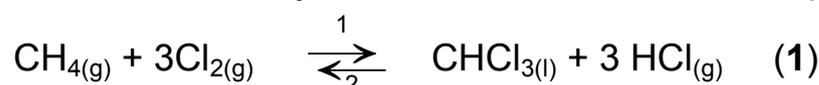
a- d'une diminution de pression

b- d'une augmentation de température

**Données à 298K**

	$\text{CH}_4(g)$	$\text{C}_2\text{H}_2(g)$	$\text{H}_2(g)$
$\Delta_f H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	-74,8	+226,7	
$\Delta_{\text{com}} H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	-889,1	-1298,9	-285,2
$\Delta_f G^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	-50,8	+209,3	

11- On considère la réaction de synthèse du trichlorométhane liquide :

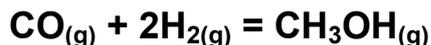


Déterminer la variation d'enthalpie libre standard de la réaction par deux méthodes différentes.

**Données à 298K**

	$\text{CH}_4(g)$	$\text{CHCl}_3(l)$	$\text{Cl}_2(g)$	$\text{HCl}_{(g)}$
$\Delta_f H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	-74,8	-134,5		-92,3
$S^\circ (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	186,2	201,7	223	186,8
$\Delta_f G^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	-50,8	-73,7		-95,3

12- Le méthanol est fabriqué par la réaction :

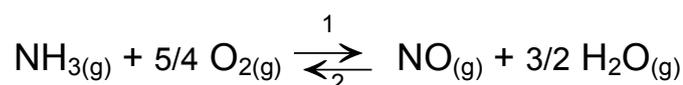


- Déterminer l'enthalpie libre standard de la réaction à 298K.(sous 1 bar)
- Cette réaction est elle exothermique ?
- Justifier le signe de  $\Delta_r S^\circ$
- Déterminer la constante d'équilibre à 298K et à 427K. Conclure
- Dans un récipient fermé, on mélange 1 mole de  $\text{CO}_{(g)}$ , 2 moles de  $\text{H}_{2(g)}$  et 1 mole de  $\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$ . La pression totale à 427K est 500bar. Est-ce que le système est en équilibre ? Si non, dans quel sens évolue t-il ?
- Dans quelles conditions de température et de pression devez vous travailler pour augmenter le rendement de  $\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$  formé.
- Une expérience à 309 °C et à pression constante  $P=172,2$  bar a permis d'atteindre à l'équilibre la composition molaire suivante exprimée en fraction molaires :  $x_{\text{H}_2}= 0,629$  ;  $x_{\text{CO}} = 0,136$  ;  $x_{\text{CH}_3\text{OH}} : 0,235$ . Exprimer la constante d'équilibre puis en déduire sa valeur à 309 °C

Données

	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$
$\Delta_f H^\circ(\text{kJ.mol}^{-1})$	-110,5		-201,2
$S^\circ(\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$	197,9	130,7	238,0
$C_p(\text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1})$	29,1	28,8	43,9

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 :



- Calculer la variation de l'enthalpie standard de la réaction.
- Déterminer la variation de l'entropie standard de la réaction.
- Cette réaction est elle possible thermodynamiquement ?
- Quelle est l'influence sur cet équilibre ?
  - d'une diminution de pression
  - d'une augmentation de température
- Calculer la constante d'équilibre à 298 K et conclure

Données à 298K

	$\text{NO}_{(g)}$	$\text{NH}_{3(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
$\Delta_f H^\circ(\text{kcal.mol}^{-1})$	21,60	-11,04		-57,80
$S^\circ(\text{cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$	50,34	46,01	49,00	45,11

# 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

