

# REPONSES AUX EXERCICES

## CHAPITRE 1

### VERIFICATION DES ACQUIS

#### Questions avec choix de réponses multiples

1/ b 2/ a 3/ a

#### Questions avec réponses par vrai ou faux

1/ F. 2/ F. 3/ F. 4/ F. 5/ F. 6/ F. 7/ F. 8/ V. 9/ V

### UTILISATION DES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

#### Exercice n°1

A partir de l'instant  $t = 10$  min, la quantité d'eau oxygénée restante dans le système est égale à  $6.10^{-3}$  mol et elle reste constante.

Equation chimique		$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$				
Etat	Avancement	Quantités de matière (mol)				
initial	0	$18.10^{-3}$	$24.10^{-3}$	-	0	-
intermédiaire	x	$18.10^{-3} - x$	$24.10^{-3} - 2x$	-	x	-
final	$x_f$	$18.10^{-3} - x_f$	$24.10^{-3} - x_f$	-	$x_f$	-

D'après la courbe :  $18.10^{-3} - x_f = 6.10^{-3}$

D'où :  $x_f = 12.10^{-3}$  mol. Comme  $x_f = 12.10^{-3}$  mol, en conséquence la quantité de  $\text{I}^-$  restante est égale à zéro : la réaction qui s'est produite est totale.

#### Exercice n°2

$\tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}}$  ; d'où :  $x_f = x_{\max} \tau_f = 0,76 \times 0,02 = 1,52.10^{-2}$  mol.

Soit :  $n_{\text{HF}} = n_{\text{C}_2\text{O}_4^{2-}} = 4,8.10^{-3}$  mol et  $n_{\text{F}^-} = n_{\text{HC}_2\text{O}_4^-} = 1,52.10^{-2}$  mol.

#### Exercice n°3

1/  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CO}_2\text{H} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .

2/

Equation chimique		$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CO}_2\text{H} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$			
Etat	Avancement	Quantités de matière (mol)			
initial	0	1	5	0	0
intermédiaire	x	$1 - x$	$5 - x$	x	x
final	$x_f$	$1 - x_f$	$5 - x_f$	$x_f$	$x_f$

3/ A l'équivalence acido-basique on a:  $C_1 V_1 = C_2 V_2$ . On en déduit  $C_1 = 2,88 \text{ mol.L}^{-1}$  ;

$\tau_f =$  avec  $x_f = C_1 \cdot V = 0,634 \text{ mol}$  et  $x_{\max} = 1 \text{ mol}$  ; d'où :  $\tau_f = 0,634$ .

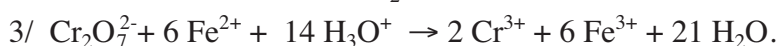
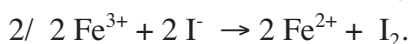
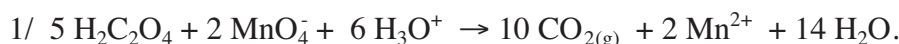
4/  $n_{\text{acide}} = n_{\text{alcool}} = 0,634 \text{ mol}$ ;  $n_{\text{ester}} = 0,366 \text{ mol}$ ;  $n_{\text{eau}} = 4,366 \text{ mol}$ .

### Exercice n°4

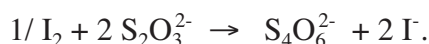
Les transformations suivantes sont des transformations chimiques :

3/ Précipitation des ions fer (II) par les ions hydroxyde. 5/ Synthèse de l'eau. 6/ Corrosion du fer.

### Exercice n°5



### Exercice n°6



Equation chimique		$\text{I}_2 + 2 \text{ S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{ I}^-$			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
initial	0	$6 \cdot 10^{-4}$	$8 \cdot 10^{-4}$	0	0
intermédiaire	x	$6 \cdot 10^{-4} - x$	$8 \cdot 10^{-4} - 2x$	x	2x

Le réactif limitant de la transformation est l'ion thiosulfate  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

3/ A l'état final la solution est brune puisque  $\text{I}_2$  est en excès.

### Exercice n°7

1/ Les couples redox mis en jeu sont  $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{I}_2/\text{I}^-$ .

2/  $x_1 = 10^{-5} \text{ mol}$ .

### Exercice n°8

1/ L'équivalence est signalée par la décoloration de la solution.

2/  $C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

3/  $x = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

## UTILISATION DES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n°1

- 1/ a) Pour favoriser la réaction d'estérification.  
 b) Pour bloquer la réaction d'estérification pendant le dosage.  
 2/ a)

Equation chimique		CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	+	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	⇌	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	+	H <sub>2</sub> O
Etat	Avancement	Quantités de matière (mol)						
initial	0	0,2		0,5		0		0
intermédiaire	x	0,2 - x		0,5 - x		x		x
final	x <sub>f</sub>	0,2 - x <sub>f</sub>		0,5 - x <sub>f</sub>		x <sub>f</sub>		x <sub>f</sub>

b) A la date t = 30 min on a :  $0,2 - x = C \cdot (V - V_0)$  ; d'où  $x = 0,174$  mol.  $\tau = \frac{x}{x_{\max}} = 0,87$

c) Oui le système est en état d'équilibre après trente minutes, car  $\tau = \tau_f$ .

3/  $n_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = 0,026$  mol ;  $n_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 0,326$  mol ;  $n_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3} = n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,174$  mol.

### Exercice n°2

- 1/  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ .  
 2/  $\tau_f = 0,63$ .  $\tau_f$  est inférieur à l'unité la réaction est limitée.

### Exercice n°3

- 1/ a) Courbe.  
 b)  $C = 0,48$  mol.L<sup>-1</sup>.  
 2/ a) Non, car cette transformation est instantanée.  
 b)  $x_f = 5 \cdot 10^{-3}$  mol (OH<sup>-</sup> est le réactif limitant).

### Exercice n°4

- 1/ Dispositif annoté.  
 2/  $V_A = 25$  mL.  
 3/ a)  $x = C_o V_o - C_a V$  :

t (min)	4	9	15	24	37	53	83	143
x (mol)	$0,6 \cdot 10^{-4}$	$1,14 \cdot 10^{-4}$	$1,62 \cdot 10^{-4}$	$2,22 \cdot 10^{-4}$	$2,7 \cdot 10^{-4}$	$3,16 \cdot 10^{-4}$	$3,64 \cdot 10^{-4}$	$4,1 \cdot 10^{-4}$

b) Courbe.

### Exercice n°5

- 1/ a)  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$  et  $\text{I}_2/\text{I}^-$ .  
 b)  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$   
 c) Il s'agit d'une transformation lente.  
 2/ a)  $n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-})_0 = 10^{-3}$  mol ;  $n(\text{I}^-)_0 = 9 \cdot 10^{-3}$  mol. Or  $\frac{n(\text{I}^-)_0}{n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-})_0} = 9 > 2$ , donc I<sup>-</sup> est le réactif en excès.  
 b)  $[\text{I}_2] = 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>.  $x_f = 10^{-3}$  mol. c)  $[\text{I}^-] = 7 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>.

## CHAPITRE 2

### VERIFICATION DES ACQUIS

#### Questions avec choix de réponses multiples

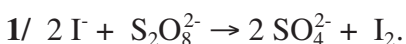
1/ b 2/ c

#### Questions avec réponses par vrai ou faux

1/ F. 2/ V. 3/ F. 4/ V. 5/ F. 6/ V. 7/ F.

### UTILISATION DES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

#### Exercice n°1



2/ 
$$\Pi = \frac{[I_2][SO_4^{2-}]^2}{[S_2O_8^{2-}][I^-]^2}$$

3/

Equation chimique		$2 I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow 2 SO_4^{2-} + I_2$			
Etat du système	Avancement volumique	Concentration (mol.L <sup>-1</sup> )			
initial	0	90	10	0	0
intermédiaire	y	90 - 2y	10 - y	2y	y

$$\Pi = \frac{2y^2}{(90 - 2y)^2(10 - y)}$$

A t = 30 min,  $[I_2] = 5,5 \text{ mmol.L}^{-1}$ , soit :  $y = 5,5 \text{ mmol.L}^{-1}$

$\Pi(t_1) = 0$  ;  $\Pi(t_2) = 2,15$ .

#### Exercice n°2

1/  $R'CO_2R + H_2O \rightarrow R'-COOH + R-OH$ , au moment du mélange, la fonction des concentrations relative à l'estérification vaut  $\pi = 0,39$ , elle est différente de K, le système n'est pas dans un état d'équilibre. Comme  $\pi > K$  le système évolue dans le sens de l'estérification, sens qui fait rapprocher  $\pi$  de K (en l'amenant à diminuer).

2/

Equation chimique		$R'CO_2R + H_2O \rightleftharpoons R'-COOH + R-OH$			
Etat	Avancement	Quantité de matière (mol)			
initial	0	0,8	0,8	0,5	0,5
final	$x_f$	$0,8 + x_f$	$0,8 + x_f$	$0,5 - x_f$	$0,5 - x_f$

$$K = \frac{(0,5 - x_f)^2}{(0,8 + x_f)^2} = 0,25 ; \text{ d'où : } x_f = 0,066 \text{ mol.}$$

A l'équilibre,  $n_{\text{ester}} = n_{\text{eau}} = 0,866 \text{ mol}$  et  $n_{\text{alcoo}} = n_{\text{acide}} = 0,434 \text{ mol}$ .

### Exercice n°3

1/  $\pi = 0$ , donc l'équilibre se déplace dans le sens direct. L'avancement final de la réaction est  $x_f = 0,0175$  mol

D'où :  $\tau_f = 0,875$ .

2/ A l'équilibre :  $n_{\text{HF}} = 2,5 \cdot 10^{-3}$  mol  $n_{\text{C}_2\text{O}_4^{2-}} = 2,25 \cdot 10^{-2}$  mol et  $n_{\text{F}^-} = n_{\text{HC}_2\text{O}_4^-} = 1,75 \cdot 10^{-2}$  mol

### Exercice n°4

1/  $2 \text{I}^- + 2 \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Fe}^{2+}$ .

$$2/ \Pi = V \frac{(C_2 V_2)^2 (C_3 V_3)}{(C_1 V_1)^2 (C_4 V_4)^2} = 2,5 \cdot 10^4.$$

3/ Comme  $\Pi$  est inférieure à  $K$  donc le système chimique évolue dans le sens direct (oxydation des ions iodure).

## UTILISATION DES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n°5

1/ a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ .

b)  $n(\text{éthanol})_i = 3$  mol,  $n(\text{acide})_i = 2$  mol, et  $n(\text{eau})_i = 2$  mol.

c) A l'état initial  $= 0$  ; donc le système évolue dans le sens direct.

d)  $x_f = 1,33$  mol ;

d'où :  $n(\text{éthanol})_f = 1,67$  mol,  $n(\text{acide})_f = 0,67$  mol,  $n(\text{eau})_f = 3,33$  mol et  $n(\text{ester})_f = 1,33$  mol.

2/ a) la nouvelle valeur de  $\Pi$  devient supérieure à  $K$ .

b) Dans le sens indirect.

c)  $x'_f = 1$  mol ; d'où :  $m = 90$  g.

### Exercice n°6

1/ a)  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ .

b)  $K > 10^4$  ; donc la réaction est pratiquement totale.

c)  $K = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3][\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$  à l'équilibre dynamique.

2/ a)  $\Pi = 1,56 \cdot 10^{-1}$ .

b)  $\Pi < K$  : le système évolue dans le sens direct.

c)  $n_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = 0$  mol;  $n_{\text{NH}_3} = 1,8 \cdot 10^{-3}$  mol;  $n_{\text{NH}_4^+} = n_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} = 4,5 \cdot 10^{-4}$  mol.

### Exercice n°7

1/  $n_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = 8,33 \cdot 10^{-3}$  mol et  $n_{\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}} = 16,68 \cdot 10^{-3}$  mol.

2/ 3/

Temps (min)	0	5	15	30	45	60	75	90	120	165	180
$n_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}}$ (mmol)	8,33	6,80	4,30	2,70	2,00	1,73	1,60	1,55	1,48	1,33	1,32
$n_{\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}}$ (mmol)	16,68	15,15	12,65	11,05	10,35	10,08	9,95	9,9	9,83	9,68	9,67
$n_{\text{ester}} = n_{\text{H}_2\text{O}}$ (mmol)	0	1,53	4,03	5,63	6,33	6,60	6,73	6,78	6,85	7	7,01
$\Pi$	0	$22,7 \cdot 10^{-3}$	0,30	1,06	1,94	2,49	2,85	3,0	3,23	3,80	4,10

4/ à l'équilibre dynamique,  $\Pi = 4$ . C'est la valeur de la constante d'équilibre.

## Exercice n°8

1/ a) courbe

b) A l'état initial du système, la fonction des concentrations associée à l'hydrolyse de l'ester est nulle. Le système évolue donc, dans le sens de l'hydrolyse indiquée par la partie curviligne de la courbe ( $0 < t < 70\text{h}$ ).

La partie rectiligne correspond à l'état d'équilibre chimique du système ( $t > 70\text{h}$ ).

2/  $n_{\text{ester calculé}} = 0,745 \text{ mol}$  ;  $n_{\text{ester déduit de la courbe}} = 0,780 \text{ mol}$ . Les deux valeurs sont proches, on peut conclure que la valeur calculée à partir du résultat du dosage est en accord avec celle déduite de la courbe

3/  $K = 0,25$ .

4/ Le système n'est pas en équilibre vu que la fonction des concentrations est infinie. Il évolue dans le sens de l'estérification (réaction inverse).

## CHAPITRE 3

### VERIFICATION DES ACQUIS

#### Questions avec choix de réponses multiples

1/ b    2/ c

#### Questions avec réponses par vrai ou faux

1/ F. 2/ V. 3/ V. 4/ F. 5/ F. 6/ F. 7/ F.

### UTILISATION DES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

#### Exercice n°1

1/ D'après la loi de modération, une élévation de la température déplace l'équilibre chimique dans le sens endothermique; donc il se produit la réaction directe.

2/ D'après la loi de modération, une diminution de la pression déplace l'équilibre chimique dans le sens qui augmente la quantité de matière de gaz. C'est donc la réaction directe qui se produit.

3/ a) L'addition de  $\text{CH}_{4(g)}$  à volume gazeux constant augmente la molarité de  $\text{CH}_{4(g)}$  :

$[\text{CH}_4] = \frac{n_{\text{CH}_4}}{V_g}$ . D'après la loi de modération, une élévation de la molarité de  $\text{CH}_4$  déplace

l'équilibre dans le sens qui modère l'augmentation de cette molarité. C'est donc la réaction directe qui se produit.

b) L'addition de  $\text{CS}_{2(g)}$  à volume gazeux constant augmente la molarité de  $\text{CS}_{2(g)}$ . C'est donc la réaction inverse qui se produit.

#### Exercice n°2

1/ La quantité de méthanol augmente.

2/ Un catalyseur a pour effet d'augmenter la rapidité des réactions seulement. Il est sans effet sur la quantité de  $\text{CH}_3\text{OH}$  présente à l'équilibre dynamique.

3/ La quantité de méthanol diminue.

4/ La quantité de méthanol augmente.

#### Exercice n°3

1/ Le taux d'avancement de la réaction est plus grand à  $60^\circ\text{C}$  qu'à  $35^\circ\text{C}$ . Cela prouve que l'équilibre se déplace dans le sens de la dissociation de  $\text{N}_2\text{O}_4$  quand on augmente la température à pression constante. Donc la décomposition du tétraoxyde de diazote  $\text{N}_2\text{O}_4$  est endothermique.

2/ a) Le système évolue dans le sens de la réaction inverse.

b) Le système évolue dans le sens de réaction directe.

#### Exercice n°4

1/ Endothermique.

2/ Sens inverse.

## Exercice n°5

1/

Equation chimique		$I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 I_{(g)}$	
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)	
initial	0	n	0
final	$x_f$	$n - x_f$	$2 x_f$

A  $\theta_1$  :  $n(I)_g = 2,5 \cdot 10^{-3}$  mol et  $n(I_2)_g = 3,75 \cdot 10^{-3}$  mol

A  $\theta_2$  :  $n(I)_g = 2,17 \cdot 10^{-3}$  mol et  $n(I_2)_g = 3,915 \cdot 10^{-3}$  mol

2/

La variation de la température de  $\theta_1$  à  $\theta_2$  a provoqué une diminution de  $\tau_f$ , c'est-à-dire un déplacement d'équilibre dans le sens inverse sens de la réaction exothermique ; soit  $\theta_2 < \theta_1$ .

D'où :  $\theta_2 = 1273^\circ\text{C}$ .

## Exercice n°6

1/

Equation chimique		$Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2 Cl_{(g)}$	
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)	
initial	0	1	0
final	$x_f$	$1 - x_f$	$2 x_f$

$$K = \frac{4x_f^2}{V(1-x_f)} ; \text{ d'où : } x_f = 0,117 \text{ mol ; soit : } \alpha = 0,117.$$

2/  $n(Cl)_g = 0,234$  mol

3/ Une diminution de la pression à température constante, déplace l'équilibre dans le sens de la réaction directe.

## Exercice n°7

1/ a) Déplacement de l'équilibre dans le sens de la réaction inverse.

b) Déplacement de l'équilibre dans le sens de la réaction inverse.

2/ Il faut travailler à  $25^\circ\text{C}$ .

3/ C'est pour des raisons de cinétique chimique qu'on prépare le  $\text{SO}_3$  à  $500^\circ\text{C}$  : plus la température est élevée, plus l'équilibre est atteint rapidement.



## Exercice n°8

- 1/ a)  $n_{(\text{ester})_0} = n_{(\text{eau})_0} = 0,5 \text{ mol}$ .  
 b) Alcool secondaire.
- 2/ a) La température n'est pas un facteur d'équilibre, car il s'agit d'une réaction athermique.  
 - La pression n'est un facteur d'équilibre car le système n'est pas gazeux.  
 b) Dans le sens de la réaction d'hydrolyse de l'ester.  
 c) Dans le sens de la réaction d'estérification.

## Exercice n°9

- 1/ a)  $\Pi = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]}$ .  
 b)  $\Pi(t_1) = 0$ .
- 2/ a)  $x_f = 6,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ .

Equation chimique		$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)		
initial	0	$10^{-4}$	$10^{-4}$	0
final	$x_f$	$10^{-4} - x_f$	$10^{-4} - x_f$	$x_f$

$$K = \frac{V \cdot x_f}{(10^{-4} - x_f)^2} = 10^3$$

3/ L'ajout des ions hydroxyde fait diminuer la concentration de  $\text{Fe}^{3+}$  ; l'équilibre se déplace dans le sens de la réaction inverse.

Equation chimique		$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)		
initial	0	$3,6 \cdot 10^{-5} - 6 \cdot 10^{-6}$	$3,6 \cdot 10^{-5}$	$6,4 \cdot 10^{-5}$
final	$x'_f$	$3 \cdot 10^{-5} + x'_f$	$3,6 \cdot 10^{-5} + x'_f$	$6,4 \cdot 10^{-5} - x'_f$

## Exercice n°10

- 1/ La réaction de décomposition de l'ammoniac est endothermique.
- 2/ Une augmentation de la pression, à température constante, déplace le système dans le sens direct qui fait diminuer le nombre de mole totale des gaz. Le tableau confirme la réponse.
- 3/ Pour augmenter la quantité d'ammoniac, on doit réaliser sa synthèse à basse température.
- 4/ Le taux d'avancement final est une fonction croissante de la pression et fonction décroissante de la température. Le rôle du catalyseur, comme la température, est de permettre l'obtention de l'équilibre en un temps plus court ; c'est un facteur cinétique.

## CHAPITRE 4

### VERIFICATION DES ACQUIS

#### Questions avec choix de réponses multiples

1/ b    2/ a

#### Questions avec réponses par vrai ou faux

1/ F.   2/ V.   3/ V.   4/ F.   5/ V.   6/ V.   7/ V.

### UTILISATION DES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

#### Exercice n°1

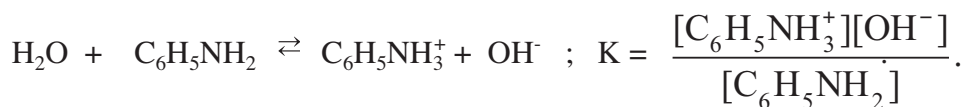
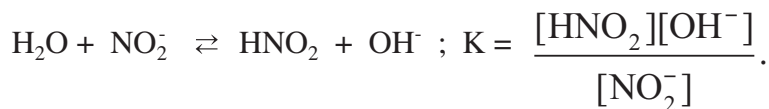
1/ Il s'agit d'une réaction acide-base, car il y a un transfert d'ion  $H^+$  de  $H_2SO_3$  vers  $PO_4^{3-}$  ou de  $HPO_4^{2-}$  vers  $HSO_3^-$ .

2/ Les couples acide/base mis en jeu sont :  $H_2SO_3 / HSO_3^-$  et  $HPO_4^{2-} / PO_4^{3-}$ .



$$3/ K = \frac{[HPO_4^{2-}][HSO_3^-]}{[H_2SO_3][PO_4^{3-}]} \quad \text{à l'équilibre dynamique.}$$

#### Exercice n°2



#### Exercice n°3

L'acide fluorhydrique HF ( $pK_a = 3,45$ ) est plus fort que l'acide cyanhydrique HCN ( $pK_a = 9,30$ ); donc la base CN est plus forte que la base F .

#### Exercice n°4

1/ A  $25^\circ C$ , on a :  
 $pK_a + pK_b = 14$

Couple acide-base	$pK_b$	$K_b$
$HCO_2H / HCO_2^-$	11,25	$5,62 \cdot 10^{-12}$
$NH_4^+ / NH_3$	4,75	$1,78 \cdot 10^{-5}$
$HSO_4^- / SO_4^{2-}$	12,06	$8,71 \cdot 10^{-13}$
$C_2H_5NH_3^+ / C_2H_5NH_2$	3,2	$6,31 \cdot 10^{-4}$

2/ Classement des acides du plus fort au plus faible (ordre de force décroissante) :  
 $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{HCO}_2\text{H}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$ .

Classement des bases de la plus faible à la plus forte (ordre de force croissante) :  
 $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_2^-$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ .

L'acide le plus fort lui correspond la base la plus faible.

### Exercice n°5

1/ a)  $K = 5,6 \cdot 10^{11}$ .

b)  $K = 5 \cdot 10^{-5}$ .

c)  $K = 1,78 \cdot 10^{-3}$ .

2/  $\text{HCl}$  est un acide plus fort que  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  et  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  est une base plus forte que  $\text{Cl}^-$ .

$\text{HF}$  est un acide plus fort que  $\text{HClO}$  et  $\text{ClO}^-$  est une base plus forte que  $\text{F}^-$ .

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  est un acide plus fort que  $\text{HClO}$  et  $\text{ClO}^-$  est une base plus forte que  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ .

$K$  permet de comparer entre elles les forces de deux acides et celles de deux bases.

## UTILISATION DES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n°6

1/  $\text{HSO}_4^- + \text{HCO}_2^- \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{HCO}_2\text{H}$

2/  $\text{HSO}_4^-$  est un acide plus fort que  $\text{HCO}_2\text{H}$  et  $\text{HCO}_2^-$  est une base plus forte que  $\text{SO}_4^{2-}$ .

3/ a)  $\Pi_1 = 10$ . Comme  $\Pi_1 < K = 64,6$ , donc c'est la réaction directe qui se produit spontanément dans le système  $S_1$ .

b)  $\Pi_2 = 200$ . Comme  $\Pi_2 > K$ , donc c'est la réaction inverse qui se produit spontanément dans le système  $S_2$ .

### Exercice n°7

1/ a)

Equation chimique		$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$			
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (mol)			
initial	0	0,02	-	0	0
final	$x_f$ (mol)	$0,02 - x_f$	-	$x_f$	$x_f$

b)  $\tau_f = 1,26 \cdot 10^{-2}$ .

c)  $\tau_f < 1$  : l'ammoniac est faiblement ionisée dans l'eau.

d)  $\text{p}K_a = 9,2$

2/ a) En ajoutant une faible quantité d'eau on ne modifie pratiquement pas les concentrations des différentes entités présentes. Il n'y a donc pas de déplacement d'équilibre : Le pH de la solution ne varie pratiquement pas.

b) Suite à une diminution de la température, le système répond par la réaction qui tend à augmenter la température ; soit la réaction directe qui est exothermique: le pH de la solution augmente.

## Exercice n°8

1/ a)  $\text{HF} + \text{CH}_3\text{NH}_2 \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{CH}_3\text{NH}_3^+$ . Cette réaction est pratiquement totale car la constante d'équilibre  $K$  qui lui est associée est très élevée ( $K > 10^4$ ).

b)  $K > 1$ , donc HF est un acide plus fort que l'ion méthylammonium.

c)  $\text{p}K_a = 10,7$ .

2/ a)  $\text{p}K_a = 15,74$ .

b)  $K = K_b = 6,3 \cdot 10^{-4}$ , la méthylamine est une base faible.

c)  $[\text{OH}^-] < C_2$ . Oui, ce résultat est prévisible.

## Exercice n°9

1/ Les effets indésirables des pluies acides sont :

- le dépérissement des arbres de certaines forêts ;
- l'acidification des lacs et leur mort biologique ;
- la corrosion des monuments en pierre ;
- la corrosion des constructions métalliques.

2/ Parmi les réactions (1), (2) et (3), seule la réaction :  $\text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$  est une réaction acide-base. Les couples mis en jeu :  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$  et  $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$ .

3/ a) Les  $\text{p}K_a$  des couples  $\text{HNO}_3 / \text{NO}_3^-$  et  $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^-$  valent respectivement -2 et -4 ; les deux acides sont donc forts.

$$\text{b) } K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2]}$$

c)  $V_{\text{CO}_2} = 0,213 \text{ L}$ .

## CHAPITRE 5

### VERIFICATION DES ACQUIS

#### Questions avec choix de réponses multiples

1/ b

#### Questions avec réponses par vrai ou faux

1/ V. 2/ F. 3/ F. 4/ V. 5/ F. 6/ V.

### UTILISATION DES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

#### Exercice n°1

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$ .

#### Exercice n°2

1/  $[\text{OH}^-] = 2,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ .

2/  $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ ; l'échantillon est basique.

#### Exercice n°3

1/  $\text{pH} = 7,3$ . L'eau est neutre à n'importe quelle température.

2/  $\text{pH} = 6,8 > 6,5$  : la solution est basique.

#### Exercice n°4

1/  $\text{pH} = 1,70$ .

2/  $\text{pH} = 11,30$ .

#### Exercice n°5

1/  $C = 1,15 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

2/  $\tau_{f1} = 1,17 \cdot 10^{-2}$  et  $\tau_{f2} = 4,90 \cdot 10^{-4}$ .

3/ a) La constante d'acidité de l'acide éthanoïque est supérieure à celle de l'acide hypochloreux; donc  $\text{CH}_3\text{COOH}$  est plus fort que  $\text{HClO}$ .

b)  $\tau_{f1} > \tau_{f2}$  : la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau est, à concentrations égales, plus avancée que celle de l'acide hypochloreux avec l'eau : l'acide éthanoïque est plus fort que l'acide hypochloreux.

#### Exercice n°6

1/  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $[\text{OH}^-] = 3,16 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $[\text{Cl}^-] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ .

2/  $n = 6,32 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ .

## UTILISATION DES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

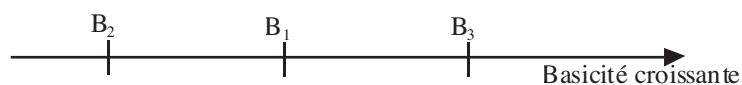
### Exercice n°7

1/  $pK_{a1} = 4,2$ . Les deux acides  $A_1$  et  $A_3$  sont faibles puisque les valeurs de leur constante d'acidité sont inférieures à  $10^4$ . L'acide  $A_1$  est plus fort que  $A_3$  car  $pK_{a1} < pK_{a2}$ .

2/  $pH_{S_1} = 3,6$  ;  $pH_{S_2} = 3$  et  $pH_{S_3} = 6,1$ .

3/ Dans ( $S_2$ ) la concentration des ions hydronium  $[H_3O^+] = C$ ,  $A_2$  est donc un acide fort.

4/



### Exercice n°8

1/  $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CH_3CO_2H + H_2O$ .

2/  $CH_3CO_2H + H_2O \rightleftharpoons CH_3CO_2^- + H_3O^+$ .

3/ A l'aide d'une éprouvette graduée de capacité 100mL on prélève un volume de 100 mL de la solution initiale, on l'introduit dans une fiole jaugée et on ajoute de l'eau tout en agitant pour obtenir une solution homogène de volume 250 mL.

## CHAPITRE 6

### VERIFICATION DES ACQUIS

#### Questions avec choix de réponses multiples

1/ a    2/ b

#### Questions avec réponses par vrai ou faux

1/ F.    2/ V.    3/ V.    4/ F.    5/ V.    6/ V.

### UTILISATION DES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

#### Exercice n°1



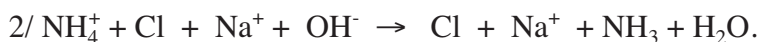
2/  $K = \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]} = 10^{14}$ .

K est supérieur à  $10^4$  ; la réaction est donc totale.

3/ Non. Le mélange est acide.

#### Exercice n°2

1/  $V = 10 \text{ mL}$ .



3/ A l'équivalence, le pH est supérieur à 7 ; le rouge de phénol et ou le phénophtaléine convient.

#### Exercice n°3

1/  $C_B = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$ .

2/ La dilution ne fait pas varier la quantité de matière, d'où  $V_A = 15 \text{ mL}$

#### Exercice n°4

1/ Courbe

2/ D'après la courbe le volume  $V_{BE}$  de la solution de base permettant d'obtenir l'équivalence ;

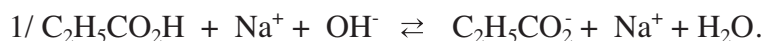
$V_{BE} = 8,0 \text{ mL}$ . On en déduit :  $C_A = 0,008 \text{ mol.L}^{-1}$ .

3/  $\text{p}K_a = 3,79$  ; soit :  $K_a = 1,62 \cdot 10^{-4}$ .

4/ Les indicateurs proposés ne conviennent pas pour effectuer ce dosage car ils virent bien avant l'équivalence.

## UTILISATION DES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n°5



2/  $x_{\text{max}} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ .

3/  $[\text{OH}^-] = 5,62 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ .

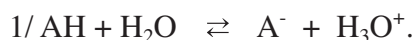
$x_f = 5 \cdot 10^{-5} - 5,62 \cdot 10^{-10} \times 3 \cdot 10^{-2} \approx 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ .

4/  $\tau_f = 1$ .

5/ Oui, elle est totale. Elle peut être utilisée pour un dosage acide-base.

6/  $K = 9,77 \cdot 10^{10}$ .

### Exercice n°6



b) Le point J correspond au point d'équivalence car en ce point  $\text{pH} > 7$ .

$\text{pK}_a = 4,20$ .

c)  $C_A = 0,08 \text{ mol.L}^{-1}$ .

3/ a) Le volume  $V_{\text{bE}}$  reste inchangé; l'ajout de l'eau ne modifie pas la quantité d'acide à neutraliser.

b) Le pH à la demi-équivalence reste inchangé; le pH à la demi-équivalence est égal au  $\text{pK}_a$  du couple  $\text{AH}/\text{A}^-$  qui a une valeur qui ne dépend que de la température.

c) Le pH à l'équivalence change car le sel formé est dissous dans un volume plus grand.

### Exercice n°7

1/ a) Courbe 1 :  $V_{\text{BE}} = 20 \text{ mL}$  et  $\text{pH}_E = 7$ . Courbe 2 :  $V_{\text{BE}} = 10 \text{ mL}$  et  $\text{pH}_E = 5,8$ .

c) Comme la solution titrée (l'hydroxyde de potassium) est une base forte et le pH à l'équivalence est égal à 7, on déduit que ( $S_1$ ) est une solution d'un acide fort.

Comme la solution titrée ( $S_1$ ) est une solution d'acide fort et le pH à l'équivalence est inférieur à 7, on déduit que ( $S_2$ ) est une solution de base faible.

2/ a) D'après la (courbe 1) :  $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . b)  $C_2 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $C_3 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

3/  $\text{pK}_a = 10$ .

### Exercice n°8

1/ a)  $\text{AH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$ . b)  $C_1 = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . c)  $m = 0,324 \text{ g}$ .

2/ b) Un indicateur convenable est un indicateur dont la zone de virage contient la valeur du pH à l'équivalence ou, elle en est très proche.

c) Comme l'acide est faible, le pH, à l'équivalence, est supérieur à 7, le domaine de virage de l'indicateur utilisé est  $D_2$ .



### Exercice n°9

- 1/ a) Schéma annoté du dispositif.  
b)  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ . Réaction instantanée et pratiquement totale.  
c)  $\text{pH} = 7$ . Cette valeur est prévisible car au point d'équivalence tout se passe comme si on a dissout du chlorure de potassium  $\text{KCl}$  qui donne les ions  $\text{K}^+$  et  $\text{Cl}^-$  qui sont inertes.  
d)  $C_A = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$  (valeur trouvée à partir de  $V_{\text{BE}}$  déduit de la courbe de titrage).

On peut trouver la même valeur de  $C_A$  à partir du  $\text{pH}$  initial de la solution :  $\text{pH} = 2 = -\log C_A$

- 2/ a) Cet indicateur vire pour des  $\text{pH}$  compris entre 3 et 4.  
b) Non car cet indicateur vire avant le point d'équivalence. c) Jaune.  
3/  $n = 2$ .

### Exercice n°10

- 1/  $\text{H}_3\text{O}^+ + (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} \rightarrow (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{H}_2\text{O}$ .  
2/ Courbe.  $V_A = 17,3 \text{ mL}$ .  
3/  $C_B = 0,097 \text{ mol.L}^{-1}$ .  
4/ Si la base était forte le  $\text{pH}$  initial serait égal à 13,06 ( $\text{pH} = 14 + \log 0,115$ ), ce qui n'est pas le cas. La base est donc faible.  
5/  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-11}$  et  $K_b = 5,5 \cdot 10^{-4}$ .  
6/ Non car le  $\text{pH}$  à l'équivalence est inférieur à 7.  
7/ A l'équivalence, la solution est équivalente à une solution contenant un sel de l'acide faible  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+$  où l'anion est inerte.

### Exercice n°11

- 1/  $C_1 = C_2 = C_A/5$  et  $C_3 = C_A$ .  
2/ a)  $B_1$  est plus forte que  $B_2$ .  $B_2$  est plus forte que  $B_3$ .  
b) En diluant 10 fois la solution ( $S_1$ ) le  $\text{pH}$  diminue d'une unité : ( $B_1$ ) est une base forte.  
3/  $C_1 = C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $C_A = C_3 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

### Exercice n°12

- 1/ a) les coordonnées du point d'équivalence ( $V_{\text{BE}} = 12 \text{ mL}$ ,  $\text{pH} = 8$ )  
b)  $\text{pK}_a$  (acide lactique/ion lactate) = 4  
c)  $C_A = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$   
2/ a) 1,44g. b) Ce lait est frais.

## CHAPITRE 7

### VERIFICATION DES ACQUIS

#### Questions avec choix de réponses multiples

1/ a 2/ b 3/ a

#### Questions avec réponses par vrai ou faux

1/ F. 2/ F. 3/ V. 4/ F. 5/ F. 6/ F. 7/ V.

### UTILISATION DES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

#### Exercice n°1

Les couples qui peuvent servir à former des piles du type pile Daniell sont :

$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  et  $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$  ;  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  et  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  ;  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  et  $\text{In}^{3+}/\text{In}$  ;  $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$  et  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  ;  $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$  et  $\text{In}^{3+}/\text{In}$  et  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  et  $\text{In}^{3+}/\text{In}$ .

#### Exercice n°2

1/ Schéma de la pile.

2/  $\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$ .

3/  $\text{Fe} + \text{Pb}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{Pb}$ .

#### Exercice n°3

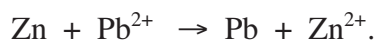
1/ a) Schéma de la pile.

b)  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$ .

2/ a) La borne de droite est la borne positive. Le courant circule dans le circuit extérieur de Pb vers Zn.

b) A gauche :  $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ . A droite :  $\text{Pb}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$ .

La réaction chimique qui se produit quand la pile débite du courant est :



#### Exercice n°4

1/ a) Schéma de la pile.

b)  $\text{Sn} + \text{Co}^{2+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + \text{Co}$ .

2/ a)  $E < 0$ .

b) Le courant circule dans le circuit extérieur de Sn vers Co.

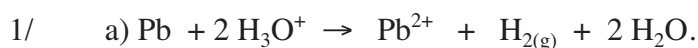
c)  $\text{Co} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Co}^{2+} + \text{Sn}$ .

## UTILISATION DES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

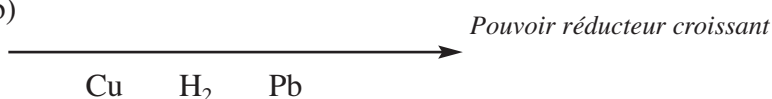
### Exercice n°5

- 1/ a) A l'intérieur du pont salin le courant circule de la gauche vers la droite.  
b) Non, car les électrons circulent seulement dans les conducteurs électroniques.
- 2/ a) Schéma de la pile.  
b) A l'intérieur du pont salin le courant circule de droite à gauche.

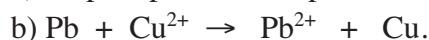
### Exercice n°6



b)



2/ a) Le pôle positif de la pile correspond au cuivre.

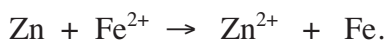
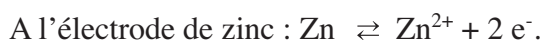
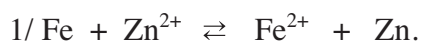


Dans le circuit extérieur à la pile, le courant circule de la borne de cuivre Cu vers la borne de plomb Pb et les électrons circulent en sens inverse.



$$E < 0.$$

### Exercice n°7

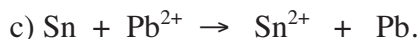


3/  $E < 0$ .

### Exercice n°8

1/ a) Schéma de la pile. La borne de gauche (plomb) est le pôle positif de la pile.

b) La pile débite du courant.



2/ D'après la loi de modération,  $E > 0$ .

## CHAPITRE 8

### VERIFICATION DES ACQUIS

#### Questions avec choix de réponses multiples

1/ b 2/ c 3/ b

#### Questions avec réponses par vrai ou faux

1/ F. 2/ V. 3/ F. 4/ F. 5/ V. 6/ V. 7/ V.

### UTILISATION DES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

#### Exercice n°1

- 1/ a) Schéma de la pile.  
b)  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}$ .  $\text{Zn} + \text{Ni}^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Ni}$ .
- 2/ a)  $K = 4,6 \cdot 10^{16}$ .  
b)  $\text{Ni}^{2+}$  est un oxydant plus fort que  $\text{Zn}^{2+}$ . Zn est un réducteur plus fort que Ni.

#### Exercice n°2

- 1/ a)  $\text{Hg}^{2+}$  est un oxydant plus fort que  $\text{Pb}^{2+}$ . Pb est un réducteur plus fort que Hg.  
b)  $E^\circ = 0,98 \text{ V}$ .
- 2/ a)  $\Pi = \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Hg}^{2+}]} = 1$ . Comme  $K = 4,6 \cdot 10^{32}$ , donc  $\Pi < K$  : la réaction directe se produit spontanément.  
b)  $\Pi = 4 < K$  : la réaction directe se produit spontanément.

#### Exercice n°3

- 1/  $\text{Co} + \text{Cd}^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + \text{Cd}$ .
- 2/ a)  $E = E^\circ - 0,03 \log \frac{[\text{Co}^{2+}]}{[\text{Cd}^{2+}]}$ .  
b)  $E^\circ = -0,12 \text{ V}$ .  
c)  $K = 10^{-4}$ . Comme  $K < 1$ , on en déduit que  $\text{Co}^{2+}$  est un oxydant plus fort que  $\text{Cd}^{2+}$ .
- 3/ a) Pile 1 et Pile 3 :  $E < 0$  la réaction inverse se produit spontanément dans cette pile.  
Pile 2:  $E > 0$  la réaction directe se produit spontanément dans cette pile.  
b) Non.

#### Exercice n°4

- 1/ a) Schéma annoté de la pile.  
b) Le courant circule dans le circuit extérieur de la droite vers la gauche.  
$$\text{Fe} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$
  
c)  $E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ V}$ .

- 2/ a)  $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} (0,1 \text{ mol.L}^{-1}) \parallel \text{Fe}^{2+} (1 \text{ mol.L}^{-1}) \mid \text{Fe}$ .  
 $\text{Fe} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Pb}$ .  
 b)  $E^\circ = -0,13 \text{ V}$ .

$\text{Pb}^{2+}$  est un oxydant plus fort que  $\text{Fe}^{2+}$ . Fe est un réducteur plus fort que Pb.

### Exercice n°5

- 1/ a) Définition.  
 b)  $\text{Sn} + \text{Pb}^{n+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{n+} + \text{Pb}$ .

2/ a)  $E^\circ_{\text{Pb}^{n+}/\text{Pb}} = -0,13 \text{ V}$ .

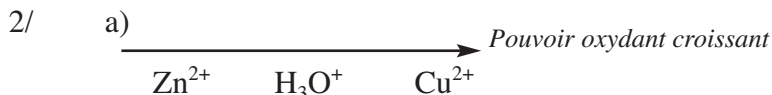
- b)  $\text{Pb}^{n+}$  est un oxydant plus fort que  $\text{Sn}^{n+}$ .  
 c)  $K = 2,15$ .

3/  $E = E^\circ - \frac{0,06}{n} \log \Pi$   
 $n = 2$ .

4/  $[\text{Pb}^{n+}] = 0,064 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[\text{Sn}^{n+}] = 0,136 \text{ mol.L}^{-1}$ .

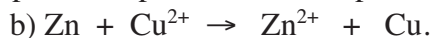
### Exercice n°6

1/ Définition et schéma annoté.



b)  $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} < E^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}} < E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$

3/ a) Comme  $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} < E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$  et  $E = E^\circ$  dans les conditions standards, alors la demi-pile formée par le couple  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  est placée à droite.



c)  $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ V}$ .

4/  $E = 1,16 \text{ V}$ .

### Exercice n°7

1/ a)  $\text{Co} \mid \text{Co}^{n+} (x \text{ mol.L}^{-1}) \parallel \text{Cd}^{n+} (1 \text{ mol.L}^{-1}) \mid \text{Cd}$ .

b)  $E = E^\circ - \frac{0,06}{n} \log = E^\circ - \frac{0,06}{n} \log x$ .

2/ a)  $x > 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ .

b) Courbe.

c)  $E^\circ = -0,12 \text{ V}$  et  $n = 2$ .

## Exercice n°8

- 1/ a) Les valeurs mesurées sont celles des f.é.m. standards.  
b)  $E_3 = -0,03 \text{ V}$ .  
c)  $E^\circ_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0,14 \text{ V}$  ;  $E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ V}$ .  
d) Fe est oxydé en  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Pb}^{2+}$  est réduit en Pb.  
Pb n'est pas oxydé par  $\text{Sn}^{2+}$ .
- 2/ a)  $E = E^\circ - \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Pb}^{2+}]} = 0,04 + 0,03 \log x$ .  
b)  $x = 0,046 \text{ mol.L}^{-1}$ .  
c)  $x < 0,046 \text{ mol.L}^{-1}$ .  
d) Il se produit la réaction d'oxydation de l'étain et la réduction de  $\text{Pb}^{2+}$ .  $E > 0$ .

## Exercice n°9

1/a)  $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} (1 \text{ mol.L}^{-1}) \parallel \text{H}_3\text{O}^+ (1 \text{ mol.L}^{-1}) \mid \text{H}_2 (P = 1 \text{ atm}) \mid \text{Pt}$ .

Schéma de la pile.



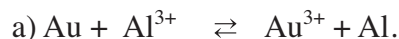
2/

a) Comme  $E = E^\circ = 2,06 \text{ V}$ , donc l'électrode d'or est le pôle positif de la pile.

b) Cette pile consomme de l'aluminium.

c)  $\Delta m(\text{or}) = 7,3 \text{ g}$ .

3/



$K = 10^{-103}$ . La réaction inverse est pratiquement totale.



c)  $[\text{Au}^{3+}] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[\text{Al}^{3+}] = 1,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

## CHAPITRE 10

### VERIFICATION DES ACQUIS

#### Questions avec choix de réponses multiples

1/ c    2/ b    3/ b    4/ b    5/ c

#### UTILISATION DES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

##### Exercice n°1

1. Les entités chimiques initialement présentes en solution sont  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{Br}^-$  issus de la dissociation ionique de  $\text{CuBr}_2$  selon :  $\text{CuBr}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Br}^-$ .
2. En solution, les ions  $\text{Cu}^{2+}$  migrent vers la cathode et les ions bromure  $\text{Br}^-$  migrent vers l'anode.
3. Il s'agit d'un dépôt de cuivre Cu. Le cuivre se dépose à la cathode A l'autre électrode on obtient du dibrome selon :  $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_{2(g)} + 2\text{e}^-$
4.  $2\text{Br}^- + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Br}_{2(g)} + \text{Cu}_{(sd)}$ . Il s'agit d'une réaction imposée.

##### Exercice n°2

1.  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ .
2.  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(sd)}$  et  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2\text{e}^-$ .  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + \text{Cu}_{(sd)}$
3.  $m_{\text{Cu}} = \frac{Q \cdot M_{\text{Cu}}}{2F} = 2,37 \text{ g}$ .  $V(\text{Cl}_2) = 0,89 \text{ L}$ .

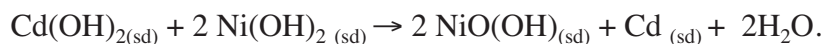
##### Exercice n°3

2.  $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}_{(sd)}$  et  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2\text{e}^-$ .
  - a)  $n_{\text{Sn}} = 0,026 \text{ mol}$ .
  - b)  $m_{\text{Sn}} = 3,1 \text{ g}$ .
  - c)  $V(\text{Cl}_2) = 0,62 \text{ L}$ .

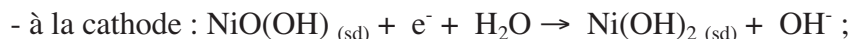
##### Exercice n°4

1. Pendant la charge on a :
  - à la cathode :  $\text{Ni}(\text{OH})_{2(sd)} + \text{OH}^- \rightarrow \text{NiO}(\text{OH})_{(sd)} + \text{e}^- + \text{H}_2\text{O}$  ;
  - à l'anode :  $\text{Cd}(\text{OH})_{2(sd)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}_{(sd)} + 2\text{OH}^-$  .

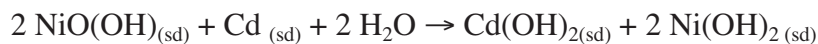
L'équation chimique de la réaction est :



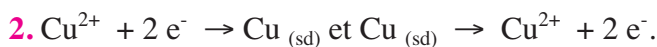
2. Pendant la décharge on a :



L'équation chimique de la réaction est :



### Exercice n°5



3.  $t = 6,2$  heures.

### Exercice n°6

1. Il faut réaliser une électrolyse en utilisant une anode en argent et une cathode constituée par la cuillère elle-même plongeant dans une solution de nitrate d'argent  $\text{AgNO}_3$ .



3.  $m_{\text{Ag}} = 5,25$  g.

4.  $t = 470$  s = 7,8 min.

### Exercice n°7

1. L'objet en fer doit constituer la cathode.



L'équation de la réaction bilan de l'électrolyse est :



3.  $m_{\text{Ni}} = 1,48$  g.

4.  $V(\text{O}_2) = 0,30$  L.

### Exercice n°8

1.  $t = 2066$  s = 34,4 min.

2.  $C' = 0,393 \text{ mol.l}^{-1} \approx 0,4 \text{ mol.l}^{-1}$  .



