

**CONCOURS EXTERNE DE TECHNICIEN  
DE POLICE TECHNIQUE ET SCIENTIFIQUE  
DE LA POLICE NATIONALE**

Jeudi 14 septembre 2006 de 11 heures à 12 heures (heure de Paris)

Spécialité : **CHIMIE**

Epreuve :  
QUESTIONNAIRE A CHOIX MULTIPLE

**Durée : 1 heure**

**Ce questionnaire comporte 14 pages. Assurez-vous que l'exemplaire du sujet qui vous a été distribué, comporte bien la totalité des pages.**

**Chaque question comporte au moins une bonne réponse.**

Barème (pour chaque question) :

Réponse correcte et complète : 2 points

Réponse incomplète ou absence de réponse : 0 point

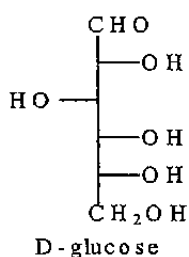
Réponse incorrecte : - 1 point

**SEULES LES CALCULATRICES NON-ALPHANUMERIQUES  
SONT AUTORISEES**

1. Les unités utilisées dans le système international sont ?

Le mètre, la molécule par litre, le kilogramme et la minute	A
Le kilomètre, la mole par litre, le gramme et l'heure	B
Le mètre, la mole par litre, le kilojoule et la seconde	C
Le mètre cube, la mole par litre, le Joule et le Pascal	D

2. Quels sont les groupes fonctionnels présents sur cette molécule ?



Ester	A
Alcool primaire	B
Alcool secondaire	C
Aldéhyde	D

3. Que vaut un dalton ?

Un dalton vaut 1 gramme par mole	A
Un dalton vaut 1 unité de masse atomique par molécule	B
Un dalton représente le nombre de molécules dans 1 cm <sup>3</sup>	C
Un dalton vaut 1 gramme par m <sup>3</sup>	D

4. Comment nomme-t-on les molécules ayant à la fois des propriétés acides et basiques?

Des acides basiques	A
Des amphotères	B
Des énantiomères	C
Des phonèmes	D

5. Pour un élément chimique,  ${}^A_Z X$  :

X représente le nombre de neutrons A l'élément chimique Z le nombre d'électrons	A
X représente l'élément chimique A représente le nombre de neutrons et de protons Z le nombre de protons	B
X représente l'élément chimique A est le nombre de masse Z est le numéro atomique	C

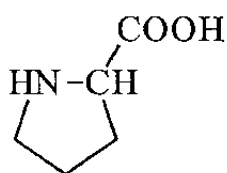
6. Dans la loi des Gaz Parfaits,  $PV = nRT$  :

P représente la pression exprimée en Pa V représente le volume exprimé en $m^3$ n représente le nombre de moles R est la constante des Gaz Parfaits exprimée en $J.K^{-1}.mol^{-1}$ T représente la température exprimée en degrés Celsius, $^{\circ}C$	A
P représente la pression exprimée en Pa V représente le volume exprimé en $m^3$ n représente le nombre de moles R est la constante des Gaz Parfaits exprimée en $J.K^{-1}.mol^{-1}$ T représente la température exprimée en Kelvin, K	B
n et V sont des grandeurs extensives P et T sont des grandeurs intensives	C
n et V sont des grandeurs intensives P et T sont des grandeurs extensives	D

7. La réaction suivante  $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2 C_2H_6O + 2 CO_2$  est elle :

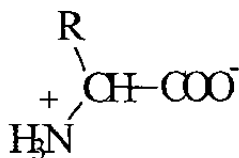
une dissociation ?	A
une réduction ?	B
une oxydation ?	C
une dismutation ?	D

8. Quelle particularité possède la fonction amine de la proline ?



C'est une fonction amine tertiaire	A
C'est une fonction amine secondaire	B
C'est une fonction amine primaire	C
Ce n'est pas une fonction amine	D

9. Quel nom donne-t-on à ce type de molécule ?

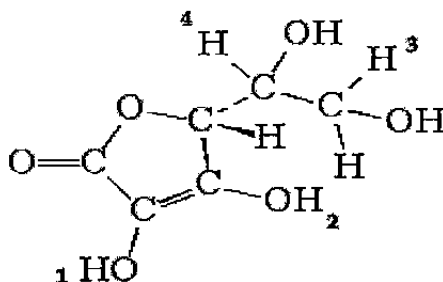


Sel d'ammonium	A
Amphion	B
Zwitterion	C
Collargol	D

10. L'acide ascorbique comporte un groupe fonctionnel "ester cyclique". Quel nom donne-t-on à ce type de structure ?

Cycloester	A
Céto-ether	B
Lactone	C
Ozonide	D

11. Où se trouve l'atome d'hydrogène "acide" de la molécule d'acide ascorbique ?



L'atome d'hydrogène en position 1	A
L'atome d'hydrogène en position 2	B
L'atome d'hydrogène en position 3	C
L'atome d'hydrogène en position 4	D

12. La masse volumique d'un corps pur :

Se note $\rho = \frac{m}{v}$ et est exprimée en $\text{kg m}^{-3}$	A
La masse volumique dépend de la température et de la pression	B
La masse volumique dépend de la température mais pas de la pression	C
La masse volumique ne dépend ni de la température ni de la pression	D

13. Que représente le  $K_A$  pour une molécule ?

La valeur du pH de la solution aqueuse de la forme acide de la molécule	A
La constante d'équilibre de la réaction de la forme acide en considérant la concentration en eau constante	B
La constante d'équilibre de la réaction de la forme acide sans considérer la concentration en eau constante	C
L'expression de l'acidité de la solution aqueuse de la molécule	D

14. Comment justifie-t-on la géométrie de la molécule d'eau ? En appliquant :

La représentation de Lewis	A
La théorie de Gillespie - Nyholm	B
Les règles de Hefnerich	C
La théorie de Brönsted	D

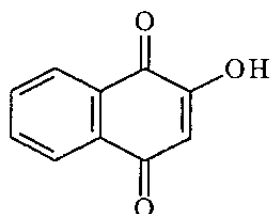
15. Les substances acides réagissent avec l'eau pour former l'ion " $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aqueux}}$ " que l'on nomme:

Ion hydronium	A
Ion oxonium	B
Ion hydroxyde	C
Ion hydroxonium	D

16. Quelle relation existe entre  $[Ca^{2+}]$  et la solubilité de  $Ca(OH)_2$  ?

$[Ca^{2+}] = 2 \times \text{solubilité de } Ca(OH)_2$	A
$2 \times [Ca^{2+}] = \text{solubilité de } Ca(OH)_2$	B
$[Ca^{2+}] = \text{solubilité de } Ca(OH)_2$	C
$[Ca^{2+}] = \sqrt{\text{solubilité de } Ca(OH)_2}$	D

17. Le principe colorant du Henné est la lawsone. Sur cette molécule on trouve :

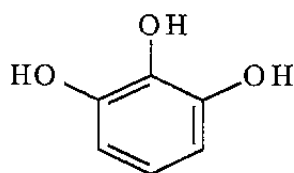


Un cycle aromatique	A
Un groupe caractéristique alcool	B
Un groupe caractéristique quinone	C
Un groupe caractéristique phénol	D

18. Quelle est la composition chimique de la "soude" naturelle ou artificielle ?

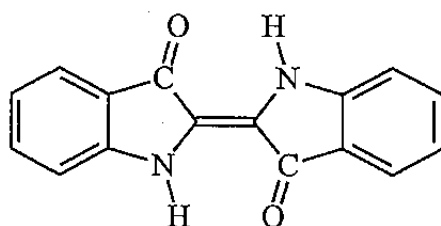
NaCl	A
$Na_2CO_3$	B
$NaHCO_3$	C
$Na_2SO_4$	D

19. Le principe colorant du brou de noix est le pyrogallol. Le nom de cette molécule est :



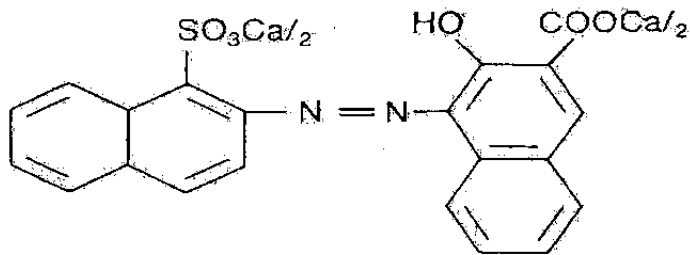
2,3-dihydroxyphénol	A
1,2,3-triphénol	B
benzène-1,2,3-triol	C
1,2,3-trihydroxybenzène	D

20. Sur cette molécule on trouve :



Un cycle aromatique	A
Un groupe caractéristique cétone	B
Un groupe caractéristique alcool	C
Un groupe caractéristique amine	D

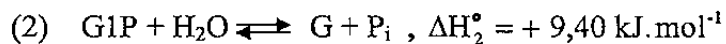
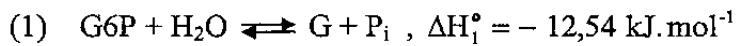
21. Parmi les groupes caractéristiques suivants, quels sont ceux présents dans cette molécule ?



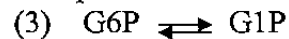
Cl : 15880:1 - Pigment Red 63:1  
 CAS : 6417-83-0  
 FDA : D & C Red n° 34

Fonction éther	A
Groupe diazoïque	B
Fonction carboxylate	C
Fonction nitrile	D

22. Les valeurs de  $\Delta H^\circ$ , enthalpie standard d'hydrolyse du glucose 6-phosphate et du glucose 1-phosphate, étant connues :



Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie standard d'isomérisation du glucose : réaction (3).



-3,14	A
-21,94	B
+21,94	C

23. Quelle est l'expression du pH d'une solution aqueuse de base faible ? (C : concentration)

$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$	A
$\text{pH} = \frac{1}{2}\text{p}K_a - \frac{1}{2}\log C$	B
$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}\text{p}K_a + \frac{1}{2}\log C$	C

24. L'hydrolyse du saccharose, réaction catalysée par l'enzyme invertase, peut s'écrire :



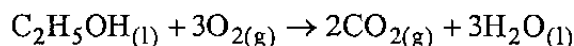
Quelle est la variation d'enthalpie standard qui accompagne cette réaction d'hydrolyse ?

On donne

Composé	$\Delta_f H^\circ$ kJ.mol <sup>-1</sup>
saccharose (s)	- 2236,9
glucose (s)	- 1268,9
fructose (s)	- 1258,0
H <sub>2</sub> O (l)	- 285,8

- 290 kJ.mol <sup>-1</sup>	A
- 4,2 kJ.mol <sup>-1</sup>	B
- 4478 kJ.mol <sup>-1</sup>	C
+ 1962 kJ.mol <sup>-1</sup>	D

25. La réaction de combustion de l'éthanol s'écrit :



La combustion à pression constante et sous 1 atmosphère d'une quantité à déterminer d'éthanol liquide en présence de 22,4 litres d'oxygène (O<sub>2(g)</sub>), dégage 342,76 kJ à 298 K.

Quelle est la quantité molaire d'éthanol utilisée sachant qu'il reste après la réaction 5,6 l d'oxygène (298 K, 1 atmosphère) non utilisé ?

1/4	A
1/2	B
3/4	C

26. Quelle est la variation d'enthalpie molaire de combustion de l'éthanol ?  
(Se référer à la question n°25)

- 342,76 kJ.mol <sup>-1</sup>	A
- 685,52 kJ.mol <sup>-1</sup>	B
- 1028,28 kJ.mol <sup>-1</sup>	C
- 1371,04 kJ.mol <sup>-1</sup>	D

27. Le dioxyde de soufre est une molécule non linéaire. En spectrométrie Infra Rouge combien de bande d'absorption doit on obtenir pour cette molécule?

1	A
2	B
3	C
4	D

28. Quelle est la longueur d'onde d'un photon qui a trois fois plus d'énergie que celui dont la longueur d'onde est de 500 nm ?

167 nm	A
500 nm	B
833 nm	C
1500 nm	D

29. En spectroscopie d'absorption moléculaire, quelle est la valeur en absorbance pour une valeur de 0,085 en transmission ?

0,48	A
0,59	B
1,07	C
1,45	D

30. Quelle est la variation d'énergie libre  $\Delta G^\circ$  de la réaction suivante à 25°C ?



On donne  $\Delta H^\circ = +93,72 \text{ kJ mol}^{-1}$  ;  $\Delta S^\circ = +139,33 \text{ J K}^{-1}$

45,6 kJ mol <sup>-1</sup>	A
52,3 kJ mol <sup>-1</sup>	B
130,58 kJ mol <sup>-1</sup>	C
261,16 kJ mol <sup>-1</sup>	D

31. La structure électronique du Fluor (Z=9) est ?

1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> 3s <sup>2</sup>	A
1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	B
1s <sup>1</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> 3s <sup>2</sup>	C

32. Le Fluor, le Cl et le Br :

Appartiennent à la famille des halogènes	A
Appartiennent à la famille des alcalins	B
Donnent majoritairement des monocations	C
Présentent une structure de la couche de valence en ns <sup>2</sup> np <sup>5</sup>	D

33. Le pH d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration [HCl]= 3.10<sup>-3</sup> mol l<sup>-1</sup> est de :

6	A
0,3	B
2,5	C
12	D

34. Quels est (sont) le (les) bons schémas (E : énergie, λ : longueur d'onde) ?

μ-ondes	visible	UV	IR	RX	E croissante	A
μ-ondes	IR	visible	RX	UV	E croissante	B
μ-ondes	IR	UV	visible	RX	λ décroissante	C
μ-ondes	IR	visible	UV	RX	λ décroissante	D

35. A partir des enthalpies molaires de combustion de référence d'un certain nombre de substances, données dans le tableau, donner les réactions et calculer les valeurs des enthalpies molaires de formation de référence des substances suivantes (g : gaz ; l : liquide et gra : graphite) :

- dioxyde de carbone gazeux
- eau liquide

B	C (gra)	CH <sub>3</sub> OH (l)	CH <sub>4</sub> (g)	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (g)	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g)	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (g)	H <sub>2</sub> (g)
$\Delta_c H$ en kJ mol <sup>-1</sup>	-393,5	-726,4	-890,3	-1559,7	-1299,5	-2220,0	-285,9

$C_{(gra)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$	A
$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$ $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$	B
$\Delta_r H^\circ = -679.4 \text{ kJ mol}^{-1}$ pour le dioxyde de carbone $\Delta_r H^\circ = -285.9 \text{ kJ mol}^{-1}$ pour l'eau	C
$\Delta_r H^\circ = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$ pour le dioxyde de carbone $\Delta_r H^\circ = -285.9 \text{ kJ mol}^{-1}$ pour l'eau	D

36. Equilibrer les réactions d'oxydo-réduction entre (aq : aqueux ; l : liquide) :

IO<sub>3</sub><sup>-</sup> et I<sup>-</sup>, couples IO<sub>3</sub><sup>-</sup> / I<sub>2</sub> et I<sub>2</sub> / I<sup>-</sup>

ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> et Fe<sup>2+</sup>, couples ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> / Cl<sup>-</sup> et Fe<sup>3+</sup> / Fe<sup>2+</sup>

$2IO_3^-(aq) + 10I^-(aq) + 12H^+(aq) = 6I_2(aq) + 6H_2O(l)$	A
$2IO_3^-(aq) + 5I^-(aq) + 6H^+(aq) = 6I_2(aq) + 3H_2O(l)$	B
$ClO_3^-(aq) + 3Fe^{2+}(aq) + 6H^+(aq) = Cl^-(aq) + 3Fe^{3+}(aq) + 3H_2O(l)$	C
$ClO_3^-(aq) + 6Fe^{2+}(aq) + 6H^+(aq) = Cl^-(aq) + 6Fe^{3+}(aq) + 3H_2O(l)$	D

37. Donner l'expression du pH d'une solution d'acide faible (C : concentration) :

$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C$	A
$pH = \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C$	B
$pH = \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C$	C
$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C$	D

38. L'acidité de la limonade est due à la présence de l'acide citrique ( $H_3cit$ ). En admettant qu'un seul des protons de cet acide s'ionise, déterminer la concentration en acide citrique de cette limonade. Le pH de cette limonade est de 2,6. On donne :  $K_a = 8,4 \cdot 10^{-4}$  pour la première acidité de  $H_3cit$ .

L'acide citrique est une base faible	A
$C = 8,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$	B
$C = 7,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$	C
L'acide citrique est une solution tampon	D

39. La zone de virage de la phénolphthaléine se situe à un pH compris entre :

8.2 et 9.9	A
3.2 et 4.4	B
1.5 et 2.8	C
12.3 et 13.5	D

40. Dans le cas d'analyses par spectrométrie Infrarouge (IR):

Les gaz ne peuvent pas être analysés en IR	A
Dans le cas d'un échantillon liquide pour des observations qualitatives, une gouttelette de l'échantillon peut être écrasée entre deux disques de NaCl ou de KBr, sans intercalaire	B
Dans le cas d'un échantillon solide, qui peut être réduit en poudre, celui-ci peut être ainsi écrasé en présence de KBr ; le mélange obtenu est ensuite comprimé sous pression pour former une pastille	C

41. La loi de Beer et Lambert est vérifiée dans le cadre d'une analyse colorimétrique (rayonnement visible) dans les conditions suivantes :

La lumière utilisée doit être polychromatique	A
Les concentrations doivent être faibles	B
La solution ne doit pas être le siège de transformations photochimiques	C
La solution ne doit être ni fluorescente ni hétérogène	D

42. Si on s'intéresse à des tests caractéristiques de quelques fonctions organiques, quelles sont les affirmations exactes ?

La fonction cétone peut être mise en évidence avec la DNPH (2,4-dinitrophénylhydrazine), un précipité jaune orangé est obtenu	A
La fonction cétone peut être mise en évidence avec le réactif de Tollens, un miroir d'argent est obtenu	B
La fonction aldéhyde peut être mise en évidence avec une solution basique de permanganate de potassium en excès, un précipité blanc est obtenu	C
La fonction aldéhyde peut être mise en évidence avec le réactif de Schiff à chaud, une coloration rose fuchsia est obtenue	D

43. Deux stéréoisomères sont des isomères ayant ?

Même formule plane mais des dispositions spatiales différentes	A
Même disposition spatiale mais des formules planes différentes	B
Même formule plane et mêmes dispositions spatiales	C
Des formules planes et des dispositions spatiales différentes	D

44. Quels sont les nombres d'oxydation des atomes d'hydrogène et d'oxygène dans la molécule  $H_2O_2$  ?

+1 (H) et +2 (O)	A
-1 (H) et +2 (O)	B
+1 (H) et -1 (O)	C
+2 (H) et -2 (O)	D

45. La molécule  $H_2O_2$  est ?

Un superoxyde	A
Un aldéhyde	B
Un alcool	C
Un peroxyde	D

46. Quelle est la formule donnant la concentration d'un constituant A pour une réaction de loi cinétique du 1<sup>er</sup> ordre par rapport à ce constituant ?

$C(A) = \frac{C_0(A)}{1+kt.C_0(A)}$	A
$C(A) = C_0(A).e^{-\frac{t}{\tau}}$	B
$C(A) = C_0(A).e^{-kt}$	C
$C(A) = \frac{k.C_0(A)}{1+t.C_0(A)}$	D

47. Quelle(s) est (sont) la (les) relation(s) fausse(s) ?

$\log \frac{a}{b} = \log(a). \log(b)$	A
$\log a^x = \log(a). \log(x)$	B
$\log \frac{a}{b} = \log(a) - \log(b)$	C
$\log a^x = x. \log(a)$	D

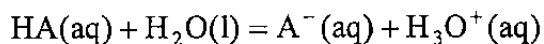
48. Quelle(s) est (sont) la (les) relations juste(s) ?

La RMN nécessite l'application d'un champ magnétique extérieur	A
Lorsque l'on parle de RMN du Carbone il s'agit de la RMN de l'élément $^{12}_6\text{C}$	B
En spectroscopie UV une transition $\pi \rightarrow \pi^*$ est dite transition permise	C
Le rayonnement X permet des transitions entre niveaux de vibration de l'état fondamental	D

49. Quelle(s) est (sont) la (les) relations juste(s) ?

L'énergie d'un atome est quantifiée mais pas celle d'une molécule	A
Le nombre quantique principal s'écrit n et ne peut prendre que des valeurs entières positives	B
Deux électrons de même spin peuvent occuper la même spin-orbitale	C
Dans l'équation de Schrödinger $H\Psi = E\Psi$ , $\Psi$ est appelée énergie propre de l'hamiltonien	D

50. En considérant l'équilibre acido-basique suivant (aq : aqueux ; l : liquide) :



Quelle(s) est(sont) la(les) relation(s) justes ?

$K_e = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 1.008 \cdot 10^{-14}$	A
$K_a \approx \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$ et $K_a$ dépend de la température	B
$\text{p}K_a = -\log_{10} K_a$	C
$\text{pH} = \text{p}K_a + \log_{10} \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$	D

51. Quelle(s) est (sont) la(les) relation(s) fausse(s) ?

Dans la molécule d'ammoniac, $\text{NH}_3$ , l'azote est hybridé $\text{sp}^2$	A
Dans la molécule d'eau, $\text{H}_2\text{O}$ , l'oxygène possède deux doublets libres	B
Dans la molécule de méthane, $\text{CH}_4$ , le carbone est hybridé $\text{sp}^3$	C
Dans la molécule d'acétylène, $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ , les carbone sont hybridés $\text{sp}$	D

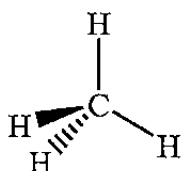
52. Ces deux molécules sont-elles aromatiques d'après la règle de Hückel?



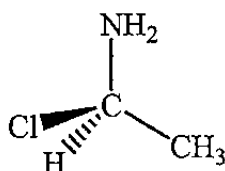
oui	A
non	B

53. Ces molécules sont-elles chirales ?

Molécule A



Molécule B



A est chirale, B n'est pas chirale	A
A n'est pas chirale, B est chirale	B
Les deux molécules sont chirales	C
Aucune des deux molécules n'est chirale	D

54. Les deux orbitales représentées ci-dessous sont :

Orbitale A



Orbitale B



A est une orbitale atomique type p et B une orbitale atomique type $d_{xy}$	A
A est une orbitale moléculaire hybride type sp et B une orbitale atomique type s	B
A n'est pas une orbitale, ni atomique ni moléculaire, et B est une orbitale atomique non-liante	C
A est une orbitale atomique type s et B est une orbitale moléculaire hybride type sp	D

55. Sachant que la solubilité,  $s$ , du sulfate de plomb  $PbSO_4$  dans l'eau, à  $25^\circ C$  est de  $s = 1,30 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ , calculer son produit de solubilité :

$K_s = 1.69 \cdot 10^{-10}$	A
$K_s = 5.32 \cdot 10^{-12}$	B
$K_s = 1.9 \cdot 10^{-18}$	C
$K_s = 3.92 \cdot 10^{-11}$	D

56. Calculer la solubilité dans l'eau à  $25^\circ C$ , en  $\text{mol.L}^{-1}$  et en  $\text{g.dm}^{-3}$ , du sel suivant, connaissant son produit de solubilité à cette température :

Oxalate de calcium :  $CaC_2O_4$   $K_s = 1,8 \cdot 10^{-9}$   
 et :  $M(Ca) = 40 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $M(C) = 12 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g mol}^{-1}$

$s = 2.23 \cdot 10^{-6} \text{ mol l}^{-1}$ et $s = 4.24 \cdot 10^{-4} \text{ g.dm}^{-3}$	A
$s = 1.69 \cdot 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$ et $s = 1.30 \cdot 10^{-4} \text{ g.dm}^{-3}$	B
$s = 4.20 \cdot 10^{-5} \text{ mol l}^{-1}$ et $s = 5.40 \cdot 10^{-3} \text{ g.dm}^{-3}$	C
$s = 1.56 \cdot 10^{-15} \text{ mol l}^{-1}$ et $s = 8.02 \cdot 10^{-13} \text{ g.dm}^{-3}$	D

57. L'acide lactique :  $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{COOH}$  possède un  $\text{pK}_a$  de 3,86 (ionisation  $\text{COOH} / \text{COO}^-$ ). On dispose de trois solutions :
- (A) :  $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{COONa}$      $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$   
 (B) :  $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{COOH}$      $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$   
 (C) :  $\text{HCl}$      $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

Quel est le pH de la solution (A) ?

pH = 8.43	A
pH = 2.43	B
pH = 1	C

58. Quelle solution est obtenue en mélangeant un litre de (A) à un litre de (B) définies à la question 57 ?

La solution obtenue est une solution tampon, donc $\text{pH} = \text{pK}_a$	A
pH = 8.43	B
$[\text{acide}] = [\text{base}] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$	C
La solution obtenue est une solution diluée est présente donc un pH de 7	D

59. Parmi les éléments ci-dessous lequel est le plus électronégatif ?

Bore, B	A
Carbone, C	B
Soufre, S	C
Fluor, F	D

60. Quelles (quelle) sont (est) les (la) signification(s) juste(s) ?

Comburant	A
Irritant	B
Radioactif	C
Inflammable	D

# Corrigé QCM Chimie 2006

## concours TPTS

1-D	21-C,D	41-B,D
2-B,C,D	22-B	42-A,C,D
3-B	23-C	43-A
4-B	24-B	44-C
5-B,C	25-A	45-D
6-B,C	26-D	46-C
7-D	27-C	47-C,D
8-B	28-A	48-A,C
9-B,C	29-C	49-B
10-C	30-B	50-A,B,C
11-B	31-B	51-B,C,D
12-A,B	32-A,D	52-B
13-C	33-C	53-C
14-B,C	34-D	54-D
15-A	35-A,D	55-A
16-C	36-A,D	56-C
17-A,B,C,D	37-D	57-A
18-B	38-C	58-A
19-C,D	39-A	59-D
20-A,B,D	40-B,C	60-A,D