

TABLEAU DES REPONSES AU TEST DE CHIMIE :

Afin de vous noter :

- si vous avez toutes les bonnes réponses à un QCM, vous avez 1 point,
- si vous avez une erreur (par exemple, une réponse que vous n'avez pas cochée), vous avez 0,5 point
- si vous avez deux erreurs, vous n'avez pas de point.

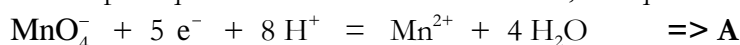
Pour les QCM où une seule réponse est correcte (QCM 8, 15, 16, 17 et 18), vous avez 1 point si vous l'avez cochée, si vous avez coché une autre réponse ou plusieurs réponses, vous n'avez pas de point.

QCM	REPONSES
1	A B D
2	B D
3	A B D E
4	B E
5	B E
6	B C
7	A C E
8	E
9	A D
10	B C
11	A C E
12	B C E
13	A B
14	A B D
15	D
16	D
17	D
18	D
19	B C
20	A B D

CORRECTION DU TEST DE CHIMIE

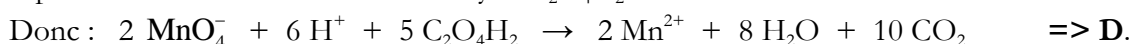
QCM 1: Réponses : ABD

On commence par équilibrer les deux demi-réactions, en équilibrant les atomes et les charges :



Pour écrire la réaction globale d'oxydo-réduction, il faut transférer un même nombre d'électrons entre l'oxydant et le réducteur donc il faut mettre 2 en facteur pour la première demi-réaction et 5 pour la seconde.

Puis, il faut déterminer le sens de la réaction : on a $E_1^\circ > E_2^\circ$, donc MnO_4^- est l'oxydant le plus fort, il capte les électrons de la réaction et oxyde $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$.



QCM 2: Réponses : BD

Pour déterminer la concentration initiale des réactifs, il faut faire attention à la dilution car en mélangeant deux solutions, on a modifié le volume total.

Il y a deux méthodes :

- soit on pose le calcul : $C = \frac{n_0}{V_T} = \frac{C_0 \cdot V_0}{V_T}$.

Donc pour l'acide oxalique : $C = \frac{1,0 \times 100 \cdot 10^{-3}}{200 \cdot 10^{-3}} = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$,

et pour l'ion permanganate : $C = \frac{0,2 \times 100 \cdot 10^{-3}}{200 \cdot 10^{-3}} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} \quad \Rightarrow \mathbf{B.}$

- soit on remarque que l'on mélange deux volumes égaux, on fait donc une dilution par 2 et les concentrations sont alors divisées par 2 dans la solution.

Donc pour l'acide oxalique : $C = \frac{1,0}{2} = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$,

et pour l'ion permanganate : $C = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \mathbf{B.}$

Pour déterminer le nombre de moles initial, on pose le calcul : $n_0 = C_0 \cdot V_0$.

Donc pour l'acide oxalique : $n_0 = 1,0 \times 100 \cdot 10^{-3} = 100,0 \text{ mmol}$,

et pour l'ion permanganate : $n_0 = 0,2 \times 100 \cdot 10^{-3} = 20,0 \text{ mmol} \quad \Rightarrow \mathbf{D.}$

Le tableau d'avancement de la réaction globale, en mmol, est :

	2MnO_4^-	$+ 5 \text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$	$+ 6 \text{H}^+$	\rightarrow	2Mn^{2+}	$+ 10 \text{CO}_2$	$+ 8 \text{H}_2\text{O}$	
t = 0	20	100	excès		0	0	excès	
t	20-2x	100-5x	excès		2x	10x	excès	
t final	0	50	excès		20	10	excès	

Donc, l'ion permanganate est le réactif limitant.

QCM 3: Réponses : ABDE

On dilue le prélèvement avec de l'eau glacée pour bloquer l'évolution du milieu réactionnel => **A**.
Si $C = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, on a $A = 1,66$. Donc, d'après le tableau donné, dans l'échantillon, à $t = 0$, on a $C = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Dans l'échantillon, à $t = 4 \text{ min}$, la concentration de MnO_4^- est égale à :

$$C = \frac{0,504 \times 1,0 \cdot 10^{-3}}{1,66} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} = 0,3 \text{ mmol.L}^{-1} \quad \Rightarrow \text{B.}$$

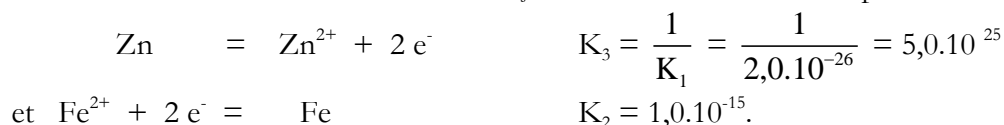
Dans l'échantillon, on a dilué le prélèvement 100 fois donc, à $t = 4 \text{ min}$, dans le milieu réactionnel, la concentration de MnO_4^- est $C = 3 \cdot 10^{-4} \times 100 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = 0,03 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{D}$.

La réaction étant totale, il ne restera plus d'ion permanganate en fin de réaction et l'absorbance sera nulle. => **E**.

QCM 4: Réponses : BE

Dans une pile, la réaction est spontanée donc $K > 1$.

On choisit donc le sens des demi-réactions de façon à obtenir une réaction spontanée soit :



Donc, la réaction spontanée est : $\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Fe}$.

La constante d'équilibre de cette réaction est $K = K_3 \cdot K_2 = 5,0 \cdot 10^{25} \times 1,0 \cdot 10^{-15} = 5,0 \cdot 10^{10}$.
On a $K \geq 10^4$ donc la réaction est totale => **E**.

Dans la pile, les électrons vont du pôle (-) au pôle (+). Selon les demi-équations, on voit que le zinc libère les électrons et que les ions Fe^{2+} les captent. Donc, l'électrode de zinc est le pôle (-) et l'électrode de fer est le pôle (+) => **B**.

QCM 5: Réponses : BE

On a la réaction acido-basique suivante : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

La constante d'équilibre ou constante d'acidité de cette réaction est : $K_A = \frac{[\text{A}^-]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{\text{AH}_f} \Rightarrow \text{E}$

car la concentration de l'eau est considérée comme constante, l'eau étant en large excès (solvant).

Et on a la relation : $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{A}^-]_f}{\text{AH}_f} \Rightarrow \text{B}$.

QCM 6: Réponses : BC

La constante d'acidité K_A dépend de la température mais est indépendante de l'état initial => **B**.

Plus le pK_A est petit, plus l'acide est fort et plus l'acide est dissocié => **C**.

On a $\text{pK}_A = -\log K_A$, donc plus le pK_A est grand, plus le K_A est petit.

QCM 7 : Réponses : ACE

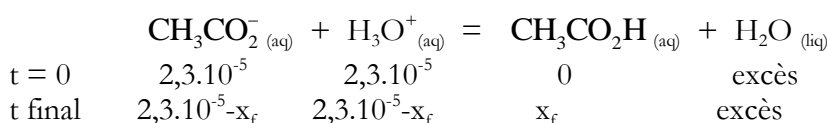
On mélange une base CH_3CO_2^- et un acide HCl (HCl est totalement dissocié dans l'eau selon $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$, Cl^- est un ion spectateur donc on considère HCl comme H_3O^+). Ces deux espèces réagissent selon la réaction :



Initialement, on a pour l'acétate de sodium : $n_1 = C_1 \cdot V_1 = 3,3 \cdot 10^{-3} \times 7,0 \cdot 10^{-3} = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$,
Et pour l'acide chlorhydrique : $n_2 = C_2 \cdot V_2 = 1,8 \cdot 10^{-3} \times 13,0 \cdot 10^{-3} = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$,
Donc $n_1 = n_2 = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$.

En fin de réaction, $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \quad \Rightarrow \mathbf{C.}$

On a le tableau d'avancement suivant en nombre de moles :



A $t \text{ final}$, $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, soit $n_{\text{H}_3\text{O}^+}_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot (V_1 + V_2) = 1,0 \cdot 10^{-3} \times 20 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$. Donc, $x_f = 2,3 \cdot 10^{-5} - 2,0 \cdot 10^{-5} = 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$.
L'avancement final de la réaction est donné par la quantité de matière consommée et vaut donc x_f soit $3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$.

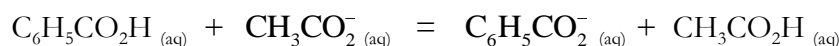
Enfin, le taux d'avancement final est $\square = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$, avec $x_{\text{max}} = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ soit $\square = \frac{3,0 \cdot 10^{-6}}{2,3 \cdot 10^{-5}} = 0,13$ soit 13 % $\Rightarrow \mathbf{E.}$

QCM 8 : Réponse : E

Pour qu'un indicateur coloré soit utilisable lors d'un dosage ou titrage, il faut que le pH de la solution soit compris dans la zone de virage de cet indicateur coloré.
Dans cette solution, le pH vaut 2,3. Ce pH est en dehors de chacune des zones de virage des indicateurs colorés proposés donc on ne peut utiliser aucun de ces trois indicateurs colorés $\Rightarrow \mathbf{E.}$

QCM 9 : Réponses : AD

On a la réaction suivante :



De constante d'équilibre $K = \frac{\text{Ka}_2}{\text{Ka}_1} = \frac{8,0 \cdot 10^{-5}}{2,0 \cdot 10^{-5}} = 4,0 \quad \Rightarrow \mathbf{A.}$

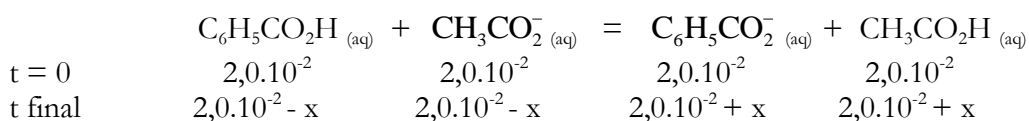
A l'état initial, les quatre composés sont introduits en quantité égale donc la quotient de la réaction est :

$$Q_R = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-]_0 \cdot [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_0}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_0 \cdot [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_0} = 1,0.$$

On a alors $Q_R < K$ donc la réaction évolue dans le sens direct $\Rightarrow \mathbf{D.}$

QCM 10 : Réponses : BC

On a le tableau d'avancement en nombre de moles suivant, sachant que la réaction évolue dans le sens direct :



$$\text{Soit } K = \frac{[C_6H_5CO_2^-]_f \cdot [CH_3CO_2H]_f}{[C_6H_5CO_2H]_f \cdot [CH_3CO_2^-]_f} = \frac{2,0 \cdot 10^{-2} + x}{2,0 \cdot 10^{-2} - x}$$

Et $K = 4$ (car K ne dépend que de la température).

$$\text{Donc } \frac{2,0 \cdot 10^{-2} + x}{2,0 \cdot 10^{-2} - x} = \sqrt{4} = 2 \quad \text{d'où } x = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Or, $V = 1 \text{ L}$ donc les concentrations et les nombres de moles sont confondus.

$$\text{D'où } [C_6H_5CO_2H]_f = [CH_3CO_2^-]_f = 2,0 \cdot 10^{-2} - 6,7 \cdot 10^{-3} = 1,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \quad \Rightarrow \text{B.}$$

$$\text{Et } [C_6H_5CO_2^-]_f = [CH_3CO_2H]_f = 2,0 \cdot 10^{-2} + 6,7 \cdot 10^{-3} = 2,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \quad \Rightarrow \text{C.}$$

QCM 11 : Réponses : ACE

L'acide chlorhydrique est un acide fort totalement dissocié dans l'eau, en effet, on remarque que $pH_1 = -\log C_1$ ce qui correspond à $[H_3O^+]_f = C_1$ soit un acide totalement dissocié $\Rightarrow \text{A.}$

L'éthanoate de sodium est un acide faible non totalement dissocié dans l'eau, en effet, on remarque que $pH_2 \neq -\log C_2$.

Pour la solution S_2 :

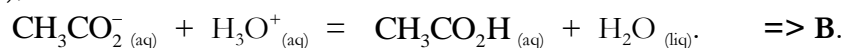
$$- [H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 10^{-8,4} = 4,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{C.}$$

- $K_{a_2} = 10^{-pK_{a_2}} = 10^{-4,8} = 1,6 \cdot 10^{-5} \ll 1$ donc la réaction est très peu déplacée dans le sens direct, on a alors formé très peu d'acide éthanoïque et $[CH_3CO_2H]_f \approx 0 \text{ mol.L}^{-1}$ soit

$$[CH_3CO_2^-]_f \approx C_2 \approx 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \quad \Rightarrow \text{E.}$$

QCM 12 : Réponses : BCE

En mélangeant les deux solutions, la base $CH_3CO_2^-$ réagit avec l'acide HCl (considéré comme H_3O^+ , cf QCM 7), selon la réaction :



La constante d'équilibre de cette réaction est : $K = \frac{1}{K_{a_2}}$ car cette réaction est l'inverse de la réaction de dissociation de l'acide éthanoïque dans l'eau.

$$\text{Donc, } K = \frac{1}{1,6 \cdot 10^{-5}} = 6,3 \cdot 10^4 \quad \Rightarrow \text{C.}$$

On a $K \geq 10^4$ donc la réaction est totale et en fin de réaction, on a une solution d'acide éthanoïque et de chlorure de sodium ($NaCl$, ions spectateurs issus de CH_3COONa et de HCl) $\Rightarrow \text{E.}$

QCM 13: Réponses : AB

L'acide sulfamique réagit avec la soude (totalement dissociée dans l'eau selon $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HO}^-$, Na^+ étant un ion spectateur), selon la réaction :



Lors d'un dosage ou titrage, la réaction est toujours totale et rapide $\Rightarrow \text{B.}$

Comme la réaction est totale, on a $K \geq 10^4$ donc la constante d'équilibre est élevée.

L'acide sulfamique est un acide fort car l'énoncé précise qu'il est totalement dissocié dans l'eau.

QCM 14: Réponses : ABD

A l'équivalence, on a $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$ soit $n_A = n_B \quad \Rightarrow \text{A et B.}$

On réalise le dosage d'un acide fort par une base forte donc le pH à l'équivalence vaut 7,0. Sur le graphique, on lit que $\text{pH} = 7,0$ correspond à $V_B = 15,0 \text{ mL} \quad \Rightarrow \text{D.}$

QCM 15: Réponse : D

On a $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$ soit $C_A = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A} = \frac{0,2 \times 15,0 \cdot 10^{-3}}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 0,15 \text{ mol.L}^{-1} \quad \Rightarrow \text{D.}$

QCM 16: Réponse : D

On calcule le nombre de moles avec $n = \frac{m}{M}$,

Soit - pour l'acide éthanoïque : $n_{\text{Ac}} = \frac{120,0}{60,0} = 2,0 \text{ mol}$ car $M_{\text{Ac}} = 2 \times 12 + 2 \times 16 + 4 = 60,0 \text{ g.mol}^{-1}$;

- pour le butan-1-ol : $n_{\text{Al}} = \frac{74,0}{74,0} = 1,0 \text{ mol}$ car $M_{\text{Al}} = 4 \times 12 + 1 \times 16 + 10 = 74,0 \text{ g.mol}^{-1}$;

- pour l'éthanoate de butyle : $n_{\text{Es}} = \frac{70,0}{116,0} = 0,6 \text{ mol}$ car $M_{\text{Es}} = 6 \times 12 + 2 \times 16 + 12 = 116,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Selon le bilan réactionnel, le butan-1-ol est le réactif limitant donc on peut former au maximum 1 mole d'ester soit $n_{\text{max}} = 1,0 \text{ mol}$.

Le rendement est alors : $\text{Rdt} = \frac{n_{\text{Es}}}{n_{\text{max}}} = \frac{0,6}{1,0} = 0,6$ soit 60% $\Rightarrow \text{D.}$

QCM 17: Réponse : D

Il y a deux méthodes pour déterminer la formule brute du composé A :

- 1^{ère} méthode : on calcule la masse moléculaire de chaque proposition et on regarde celle correspondant à $88,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Proposition **A** : $M = 2 \times 12 + 4 + 1 \times 16 = 44,0 \text{ g.mol}^{-1}$;

Proposition **B** : $M = 3 \times 12 + 6 + 2 \times 16 = 74,0 \text{ g.mol}^{-1}$;

Proposition **C** : $M = 3 \times 12 + 8 + 2 \times 16 = 76,0 \text{ g.mol}^{-1}$;

Proposition **D** : $M = 4 \times 12 + 8 + 2 \times 16 = 88,0 \text{ g.mol}^{-1}$;

Proposition **E** : $M = 4 \times 12 + 10 + 3 \times 16 = 106,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Donc la seule proposition correcte est **D**.

- 2^{ème} méthode : on utilise les pourcentages massiques sachant que le composé A a pour formule générale $C_xH_yO_z$.

$$\text{Pour } x : x = \frac{54,6 \times 88}{12 \times 100} = 4 ;$$

$$\text{Pour } y : y = \frac{9,1 \times 88}{1 \times 100} = 8 ;$$

$$\text{Pour } z : z = \frac{36,3 \times 88}{16 \times 100} = 2.$$

La formule brute du composé A est donc $C_4H_8O_2 \Rightarrow D$.

QCM 18 : Réponse : D

Le composé A est un acide carboxylique, il est de forme R-COOH donc seules les réponses A et D sont possibles.

De plus, la formule brute du composé A est $C_4H_8O_2 \Rightarrow D$.

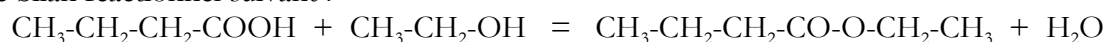
QCM 19 : Réponses : BC

La réaction entre un acide carboxylique R-COOH et un alcool R'-OH conduit à un ester et de l'eau donc le composé B est un ester de forme R-COO-R'.

On réalise alors une estérification qui est une réaction équilibrée lorsque les réactifs sont introduits en quantités égales et que l'on n'élimine pas l'eau au fur et à mesure de sa formation.

L'acide sulfurique joue le rôle de catalyseur lors de cette réaction d'estérification, il est introduit en faible quantité et il accélère la réaction $\Rightarrow B$.

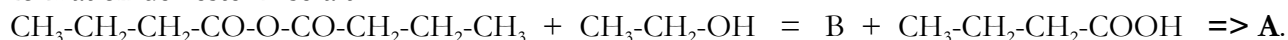
On a le bilan réactionnel suivant :



L'ester B est donc le butanoate d'éthyle $\Rightarrow C$.

QCM 20 : Réponses : ABD

Un ester peut être formé par réaction entre un anhydride d'acide et un alcool, ici la réaction de formation de l'ester B serait :



L'hydrolyse acide d'un ester est la réaction inverse de l'estérification, c'est également une réaction équilibrée $\Rightarrow B$.

L'hydrolyse acide de l'ester B est :



L'hydrolyse basique d'un ester est la saponification qui est une réaction totale conduisant à la base conjuguée de l'acide carboxylique (car on est en milieu basique) et à l'alcool $\Rightarrow D$.

L'hydrolyse basique de l'ester B est :

