DS n°1 – CORRECTION
SOLUTIONS AQUEUSES – CRISTALLOGRAPHIE

Correction Problème n°1 : Chlore et eau de Javel (CCINP PSI 2020)

Q1.
Configurations électroniques :

Na (Z = 11) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
Donc le sodium est sur la 3ème période (3s) et la 1ère colonne (s^1).

Cl (Z = 17) : $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5}$
Donc le chlore est sur la 3ème période (3s) et la 17ème colonne (p^5).

Q2.
Le sodium appartient à la famille des **alcalins**, le chlore à celle des **halogènes** comme **le fluor, le brome et l'iode**.

Q3.
La conductivité électrique d'une solution dépend de :
- **la nature des espèces ioniques** (via la conductivité limite molaire)
- **la concentration de ces espèces ioniques**
- **la température** (via la conductivité limite molaire)

La cellule associée au conductimètre est la cellule A constituée de deux plaques de platine.

La cellule B est une électrode de verre utilisée comme électrode indicatrice pour la mesure du pH d'une solution.

Q4.
Graphiquement, on lit que pour G = 780 µS, C = 6,0 mmol·L^{-1} = 6,0.10^{-3} mol·L^{-1}.
Une **dilution au millième** a été réalisée donc la concentration de la solution saturée est de 6,0 mol·L^{-1}.

La solubilité du chlorure de sodium vaut s = 6,0 mol·L^{-1}.

Q5.
Nombres d'oxydation :
HClO : no(Cl) = +I 1 + no(Cl) - 2 = 0
Cl^- : no(Cl) = -I
ClO^- : no(Cl) = +I no(Cl) – 2 = -1
Cl_2 : no(Cl) = 0

no(Cl) augmente verticalement quand E augmente.
Quand le pH augmente, les espèces perdent H^+.
Donc :
A : HClO
D : ClO^-
B : Cl_2
C : Cl^-

Q6.
À l'issu de l'étape 2, la solution contient : Cl^-, ClO^- et I^- et le milieu est basique.
D'après les diagrammes E-pH, Cl^- et I^- ont des domaines joints en milieu basique donc ne réagissent pas.
En revanche, ClO^- et I^- ont des domaines disjoints.

ClO^- est réduit en Cl^-	$ClO^- + 2\,H^+ + 2\,e^- = Cl^- + H_2O$	× 3
I^- est oxydé en IO_3^-	$IO_3^- + 6\,H^+ + 6\,e^- = I^- + 3\,H_2O$	× -1

cela donne le bilan : $3\,ClO^- + I^- = 3\,Cl^- + IO_3^-$ (1)

Rem : on constate qu'il n'est pas nécessaire de rajouter des OH^- pour basculer en milieu basique car les H^+ se sont simplifiés.

On introduit I^- en excès afin de consommer la totalité des ClO^-. On a alors $n(IO_3^-)_{formé} = n(ClO^-)/3$.

Q7.
La solution contient : I^-, Cl^- et IO_3^-.
En acidifiant la solution, IO_3^- et I^- n'ont plus de frontière commune. Ils réagissent donc ensemble selon une réaction de **médiamutation**.

IO_3^- est réduit en I_2	$2\,IO_3^- + 12\,H^+ + 10\,e^- = I_2 + 6\,H_2O$	× 1
I^- est oxydé en I_2	$I_2 + 2\,e^- = 2\,I^-$	× -5

cela donne le bilan : $2\,IO_3^- + 10\,I^- + 12\,H^+ = 6\,I_2 + 6\,H_2O$
en simplifiant : **$IO_3^- + 5\,I^- + 6\,H^+ = 3\,I_2 + 3\,H_2O$ (2)**

Q8.
Si on acidifie la solution initiale qui contient Cl^- et ClO^-, on remarque qu'en milieu suffisamment acide (pH < 3), il va se produire la médiamuation de Cl^- et ClO^- en $Cl_{2(aq)}$.
On ne pourra pas éviter l'équilibre $Cl_{2(aq)} = Cl_{2(g)}$. Une partie du dichlore va s'échapper du milieu réactionnel sans qu'on puisse le contrôler. Le dosage précis de Cl_2 n'est donc pas possible.

Q9.
On dose alors le diiode I_2 par le thiosulfate $S_2O_3^{2-}$:

$I_2 + 2\,e^- = 2\,I^-$	× 1
$S_4O_6^{2-} + 2\,e^- = 2\,S_2O_3^{2-}$	× -1

Bilan de la réaction de dosage : $2\,S_2O_3^{2-} + I_2 = S_4O_6^{2-} + 2\,I^-$

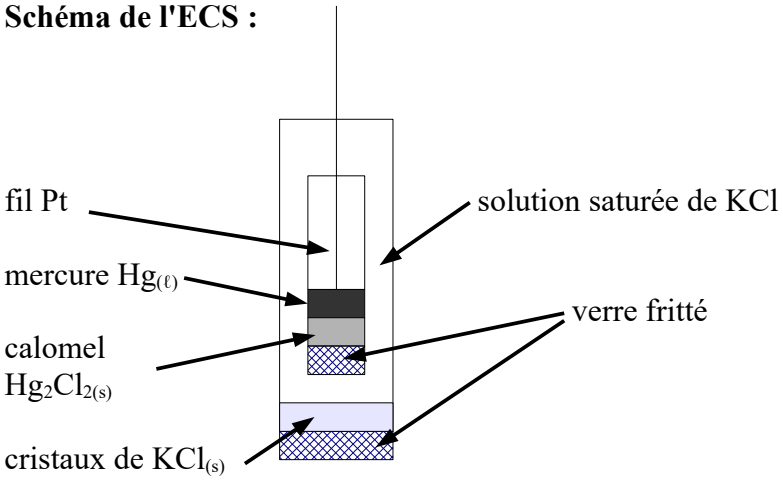
Q10.
À l'équivalence du dosage : $n(S_2O_3^{2-})/2 = n(I_2)$ avec $n(S_2O_3^{2-}) = C_1.V_{éq}$
Or d'après (2) : $n(I_2)/3 = n(IO_3^-)$
et d'après (1) : $n(IO_3^-) = n(ClO^-)/3$.
On obtient $n(ClO^-) = n(S_2O_3^{2-})/2 = C_1.V_{éq}/2$

$n(ClO^-) = [ClO^-]_{diluée}.V_{init}$ avec $[ClO^-] = C_0/100$

d'où : $\mathbf{C_0 = \frac{100}{2} \cdot \frac{C_1 . V_{éq}}{V_{init}}}$

Correction Problème n°2 : Les complexes de fer (Agrégation Externe de Sciences Physiques option Physique 2019)

Q18.
Schéma de l'ECS :



Le couple qui intervient est Hg_2Cl_2 / Hg : $Hg_2Cl_{2(s)} + 2\,e^- = 2\,Hg_{(\ell)} + 2\,Cl^-$
Le potentiel du fil de Pt vaut $\mathbf{E = E°(Hg_2Cl_2) + 0{,}06/2 \times \log(1/[Cl^-]^2)}$
($Hg_{(\ell)}$ et $Hg_2Cl_{2(s)}$ sont seuls dans leur phase, leur activité vaut 1).
Comme la **solution de KCl est saturée** (visible grâce à la présence de $KCl_{(s)}$), $\mathbf{[Cl^-] = cte}$).

Le potentiel est donc constant (il ne dépend que de la température), indépendant de la solution dans laquelle est placée cette électrode. L'ECS est donc une électrode de référence.

Q19.
La solution contient du $Fe(CN)_6^{3-}$ et $Fe(CN)_6^{4-}$.
Couple Fe(+III)/Fe(+II) : $Fe(CN)_6^{3-}$ / $Fe(CN)_6^{4-}$ $\quad Fe(CN)_6^{3-} + e^- = Fe(CN)_6^{4-}$
$E = E°(Fe(CN)_6^{3-}/Fe(CN)_6^{4-}) + 0{,}06 \times \log([Fe(CN)_6^{3-}]/[Fe(CN)_6^{4-}])$

Comme E augmente, cela signifie que $[Fe(CN)_6^{3-}]$ augmente et $[Fe(CN)_6^{4-}]$ diminue.

C'est donc $Fe(CN)_6^{4-}$ qui réagit avec les ions Zn^{2+}.

Q20.
La réaction du dosage s'écrit :
$x\,K^+ + y\,Zn^{2+} + z\,Fe(CN)_6^{4-} = K_x\,Zn_y\,(Fe(CN)_6)_z$.

À l'équivalence : $n(Zn^{2+})/y = n(Fe(CN)_6^{4-})/z$
soit $y/z = n(Zn^{2+})/n(Fe(CN)_6^{4-})$
$y/z = (0{,}1 \times 9{,}4)/(2{,}5.10\text{-}2 \times 25)$

y/z = 1,5

Q21.
Un solide ionique est nécessairement neutre.
Etant donné que la stoechiométrique y de Zn^{2+} est plus grande que celle z de $Fe(CN)_6^{4-}$ et que le cation Zn^{2+} est moins chargé (en valeur absolue) que $Fe(CN)_6^{4-}$, **il n'existe pas de couple (y,z) qui permette d'avoir un précipité neutre.**
Il doit donc forcément y avoir un autre cation qui précipite pour former un solide neutre.

En prenant z = 2, y = 3 et pour respecter la neutralié : x + 2y – 4z = 0 donne x = 2.
Formule du précipité $K_2Zn_3(Fe(CN)_6)_2$

Q22.
Dans un réseau cubique à faces centrées,
- **les sites octaédriques sont au milieu des arêtes et au centre du cube**
- **les sites tétraédriques sont au centre des 8 petits cubes d'arête a/2**

population en $Fe(CN)_6^{4-}$ en cfc : 4 (= 8 × 1/8 + 6 × 1/2)
population des sites octaédriques : 4 (= 12 × 1/4 + 1 × 1)
population des sites tétraédriques : 8 (= 8 × 1/8)

Comme la stoechiométrie de Zn^{2+} (y = 3) est supérieure à celle de $Fe(CN)_6^{4-}$ (z = 2), Zn^{2+} ne peut pas occuper les sites octaédriques car ils ne sont pas assez nombreux (puisqu'ils y en a autant que les sites $Fe(CN)_6^{4-}$).

Q23.
Dans une maille cfc, il y a donc en propre à la maille :
4 ions $Fe(CN)_6^{4-}$ (sur les noeuds)
4 ions K^+ qui occupent la totalité des sites octaédriques
6 ions Zn^{2+} qui occupent 6/8 = 75 % des sites tétraédriques

Q24.
Masse volumique : $\rho = (4.M(Fe(CN)_6^{4-}) + 4.M(K^+) + 6.Mn(Zn^{2+}))/(N_A.a^3)$

$$\boldsymbol{\rho = (2.M(K_2Zn_3(Fe(CN)_6)_2) / (N_A.a^3)}$$

Q25.
<u>Calcul de $E°(Fe(CN)_6^{3-}/Fe(CN)_6^{4-})$</u>

$Fe(CN)_6^{3-} + e^- = Fe(CN)_6^{4-}$
$E = E°(Fe(CN)_6^{3-}/Fe(CN)_6^{4-}) + 0,06.\log([Fe(CN)_6^{3-}]/[Fe(CN)_6^{4-}])$

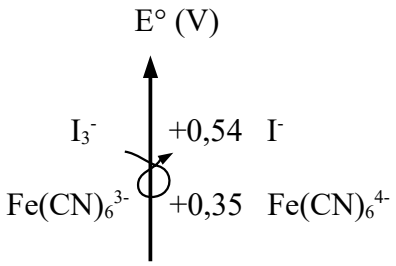
$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$
$E = E°(Fe^{3+}/Fe^{2+}) + 0,06.\log([Fe^{3+}]/[Fe^{2+}])$

Le potentiel étant unique :
$E°(Fe(CN)_6^{3-}/Fe(CN)_6^{4-}) + 0,06.\log([Fe(CN)_6^{3-}]/[Fe(CN)_6^{4-}]) = E°(Fe^{3+}/Fe^{2+}) + 0,06.\log([Fe^{3+}]/[Fe^{2+}])$
$E°(Fe(CN)_6^{3-}/Fe(CN)_6^{4-}) = E°(Fe^{3+}/Fe^{2+}) + 0,06.\log([Fe^{3+}]/[Fe^{2+}]) - 0,06.\log([Fe(CN)_6^{3-}]/[Fe(CN)_6^{4-}])$
$E°(Fe(CN)_6^{3-}/Fe(CN)_6^{4-}) = E°(Fe^{3+}/Fe^{2+}) + 0,06.\log(([Fe^{3+}].[Fe(CN)_6^{4-}])/([Fe^{2+}].[Fe(CN)_6^{3-}]))$

$Fe^{2+} + 6\ CN^- = Fe(CN)_6^{4-}$ $\beta = [Fe(CN)_6^{4-}]/([Fe^{2+}].[CN^-]^6)$
$Fe^{3+} + 6\ CN^- = Fe(CN)_6^{3-}$ $\beta' = [Fe(CN)_6^{3-}]/([Fe^{3+}].[CN^-]^6)$
$([Fe^{3+}].[Fe(CN)_6^{4-}])/([Fe^{2+}].[Fe(CN)_6^{3-}]) = \beta/\beta'$

$E°(Fe(CN)_6^{3-}/Fe(CN)_6^{4-}) = E°(Fe^{3+}/Fe^{2+}) + 0,06.\log(\beta/\beta')$
$E°(Fe(CN)_6^{3-}/Fe(CN)_6^{4-}) = 0,35$ V

<u>Echelle de E°</u>



I_3^- se réduit en I^- et $Fe(CN)_6^{4-}$ s'oxyde en $Fe(CN)_6^{3-}$

$Fe(CN)_6^{3-} + e^- = Fe(CN)_6^{4-}$ × (-2)
$I_3^- + 2\,e^- = 3\,I^-$ × 1

bilan : $2\,Fe(CN)_6^{4-} + I_3^- = 2\,Fe(CN)_6^{3-} + 3\,I^-$

<u>Constante d'équilibre K</u>
$\log K = 2/0,06 \times (E°(Ox) - E°(Red)) = 2/0,06 \times (0,54 - 0,35)$
$\log K = 6,3$
$K = 10^{+6,3}$

<u>Tableau d'avancement :</u>

mol	$2\,Fe(CN)_6^{4-}$	+	I_3^-	=	$2\,Fe(CN)_6^{3-}$	+	$3\,I^-$
EI	$0,025\times20.10^{-3}$ 5.10^{-4}		$0,025\times5.10^{-3}$ $1,25.10^{-4}$		0		0
EF	$5.10^{-4}-2\xi$		$1,25.10^{-4}-\xi$		2ξ		3ξ

$K >> 10^3$ on considère la réaction totale
La réaction limitant est I_3^- : $\xi = 1,25.10^{-4}$ mol

Donc à l'état final, il y a (V = 20+50+5 = 75 mL) :
$Fe(CN)_6^{4-}$: $2,5.10^{-4}$ mol $3,3.10^{-3}$ mol·L^{-1}
$Fe(CN)_6^{3-}$: $2,5.10^{-4}$ mol $3,3.10^{-3}$ mol·L^{-1}
I^- : $3,75.10^{-4}$ mol $5,0.10^{-3}$ mol·L^{-1}

<u>validité :</u>
on pose $[I_3^-] = \varepsilon$
$K = ([Fe(CN)_6^{3-}]^2.[I^-]^3)/([Fe(CN)_6^{4-}]^2.\varepsilon)$
$\varepsilon = ([Fe(CN)_6^{3-}]^2.[I^-]^3)/([Fe(CN)_6^{4-}]^2.K)$
après calcul $\varepsilon = 6,3.10^{-14}$ mol·L^{-1}
$\varepsilon < [I_3^-]_0/10 = 1,7.10^{-4}$ mol·L^{-1}
On peut bien considérer la réaction totale.

Q26.
En ajoutant Zn^{2+}, il se forme le solide $K_2Zn_3(Fe(CN)_6)_2$ et des ions I_3^- (coloration brune).
I_3^- provient forcément de l'oxydation de I^- car il n'y avait plus de I_3^-.
Nécessairement il se produit une réduction, celle de $Fe(CN)_6^{3-}$ en Fe(II) sous la forme de $K_2Zn_3(Fe(CN)_6)_2$.

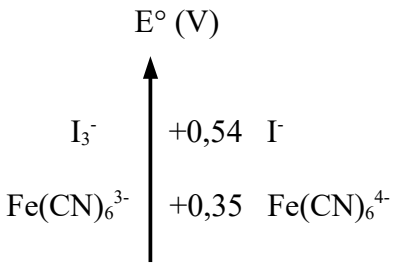
$I_3^- + 2\,e^- = 3\,I^-$ × (-1)
$2\,K^+ + 3\,Zn^{2+} + 2\,Fe(CN)_6^{3-} + 2\,e^- = K_2Zn_3(Fe(CN)_6)_2$ × 1

bilan : $2\,K^+ + 3\,Zn^{2+} + 2\,Fe(CN)_6^{3-} + 3\,I^- = K_2Zn_3(Fe(CN)_6)_2 + I_3^-$ (1) K_1

Q27.
$2\,Fe(CN)_6^{4-} + I_3^- = 2\,Fe(CN)_6^{3-} + 3\,I^-$ (2) $K_2 = K = 10^{+6,3}$
$K_2Zn_3(Fe(CN)_6)_2 = 2\,K^+ + 3\,Zn^{2+} + 2\,Fe(CN)_6^{4-}$ (3) $K_3 = K_s = 10^{-35,4}$

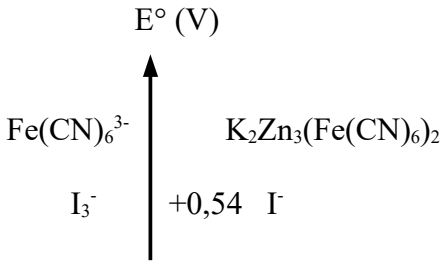
(1) = -(2) - (3)
$K_1 = 1/(K_2.K_3)$
$K_1 = 10^{+29,1}$

Q28.
sans précipitation



La réaction entre I^- et $Fe(CN)_6^{3-}$ n'est pas possible.

avec précipitation



La réaction entre I^- et $Fe(CN)_6^{3-}$ est possible.

La précipitation permet d'augmenter le potentiel standard du couple Fe(III)/Fe(II).
Il est désormais supérieur à celui du couple I_3^-/I^-, ce qui permet la réaction.
La précipitation augmente le pouvoir oxydant de $Fe(CN)_6^{3-}$.

Correction Problème n°3 : Le stockage de l'électricité (CCP TSI 2018)

Q1.
$E = P \times t$
$E = 20.10^3 \times 1 = 20.10^3$ W.h

1 W.h = 3600 J
$E = 7{,}2.10^7$ J

L'énergie pour assurer ce trajet vaut 20.10^3 W.h ou $7{,}2.10^7$ J.

Q2.
$E = m_1.W_1$
$m_1 = 20.10^3 / 12{,}3.10^3$
$m_1 = 1{,}63$ kg

Il faut une masse $m_1 = 1{,}63$ kg de carburant.

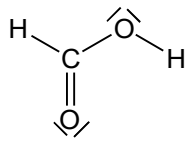
Q3.
En considérant H_2 comme un gaz parfait : P.V = n.R.T avec $n = m_3/M(H_2)$.

$$V = \frac{m_3.R.T}{M(H_2).P} = \frac{0{,}6 \times 8{,}3 \times 298}{2.10^{-3} \times 10^5} = 7{,}4\,m^3$$

À T et P ambiantes, il faudrait un réservoir de 7,4 m^3.

Q4.
Pour remplacer les carburants fossiles par des batteries, **il faut diminuer la masse des batteries** car actuellement pour une même autonomie il y a un facteur 100.
Pour les remplacer au profit de piles à combustible, **il faut diminuer le volume de stockage du dihydrogène**.

Q5.
acide méthanoïque :



Q6.
Si l'acide méthanoïque était un acide fort, il serait totalement dissocié dans l'eau selon :
$HCOOH + H_2O \rightarrow HCOO^- + H_3O^+$
et donc à l'état final on aurait $[H_3O^+] = 10^{-2}$ mol·L^{-1} soit **pH = 2,0**.
Or le pH est de 2,9, il y a donc beaucoup moins de H_3O^+ présents ce qui prouve que l'action de HCOOH sur l'eau est **partielle** donc que l'acide méthanoïque est un **acide faible**.

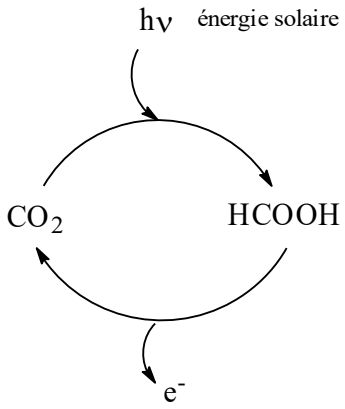
Q7.
Les avantages de l'acide méthanoïque par rapport au dihydrogène :
- **peu inflammable** donc plus sûr
- liquide donc **stockage simple** par rapport à un gaz sous haute pression
- **permet de stocker deux fois plus de H_2 pour un même volume**

Q8.
L'acide formique donne CO_2 et H_2, soit le bilan :
$HCOOH = CO_2 + H_2$

Q9.
1 L d'acide formique pèse 1,22 kg (densité d = 1,22)
donc contient n(HCOOH) = 1220/46 = 26,5 mol (M(HCOOH) = 46 $g \cdot mol^{-1}$)
d'après le bilan de **Q8**, $n(H_2) = n(HCOOH)$
soit $n(H_2) = 26,5$ mol
$m(H_2) = 2 \times 26,5 = 53$ g ($M(H_2) = 2\ g \cdot mol^{-1}$)

On retrouve bien que 1 L de HCOOH peut libérer 53 g de H_2.

Q10.



L'intérêt est double.

On utilise de l'énergie solaire donc renouvelable comme source d'énergie.

Le bilan carbone est nul puisque le CO_2 rejeté lors du fonctionnement de la pile est compensé exactement par le CO_2 consommé lors de la formation de HCOOH.

Q11.
Calcul des nombres d'oxydation du C
dans CO_2 : no(C) = +IV no(C) + 2 × (-2) = 0
dans HCOOH : no(C) = +II no(C) + 2 × 1 + 2 × (-2) = 0
dans $HCOO^-$: no(C) = +II base conjuguée de HCOOH

Quand E aumente, no(C) augmente.
Quand pH augmente, l'espèce perd H^+.
On en déduit :
A : CO_2 ; B : HCOOH ; C : $HCOO^-$

Q12.
à la frontière B/C, $[HCOOH] = [HCOO^-]$.
or $pH = pK_a + \log([HCOO^-]/[HCOOH])$
donc à la frontière B/C, $pH = pK_a$
par lecture graphique, **$pK_a = 3,8$**

Q13.
Frontière A/B : CO_2 / HCOOH
$CO_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- = HCOOH$
$E = E°(CO_2/HCOOH) + 0,06/2 \times \log(P_{CO2}.[H^+]^2/[HCOOH])$
E = A – 0,06.pH (A étant une constante)

La pente de la frontière A/B vaut -0,06 V par unité de pH.

Q14.
Le domaine de stabilité thermodynamique de l'eau se situe entre les deux frontières en pointillés.
A pH = 2,9, l'acide formique est sous forme de HCOOH (pH < pK_a) et son domaine (B) n'est pas joint avec celui de l'eau. **Les deux espèces ne coexistent pas et réagissent.**

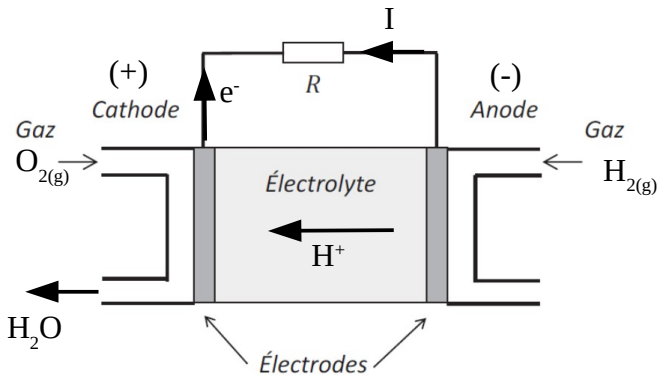
H_2O se réduit en H_2	$2\ H^+ + 2\ e^- = H_2$	× 1
HCOOH s'oxyde en CO_2	$CO_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- = HCOOH$	× (-1)

d'où le bilan :
$\mathbf{HCOOH = CO_2 + H_2}$

Q15.
$O_{2(g)}$ / H_2O : $\mathbf{O_{2(g)} + 4\ H^+ + 4\ e^- = 2\ H_2O}$ **(1)**
H^+ / $H_{2(g)}$: $\mathbf{2\ H^+ + 2\ e^- = H_{2(g)}}$ **(2)**

Q16.
Bilan : (1) – 2 × (2)
$\mathbf{O_{2(g)} + 2\ H_{2(g)} = 2\ H_2O}$

Q17.
à l'anode (-), il se produit s'oxydation : $\mathbf{H_{2(g)} \rightarrow 2\ H^+ + 2\ e^-}$
à la cathode (+), il se produit la réduction : $\mathbf{O_{2(g)} + 4\ H^+ + 4\ e^- \rightarrow 2\ H_2O}$



Q18.
L'électrolyte permet :
- de **séparer les deux compartiments** anode et cathode afin que H_2 et O_2 ne réagissent pas directement entre eux ;
- le **passage du courant par déplacement d'ions** (ici H^+)

Q19.
On a $n(e^-)/2 = n(H_2)$ d'après $H_{2(g)} \rightarrow 2\ H^+ + 2\ e^-$
Donc $\mathbf{n(e^-) = 1000}$ **moles**.

Q20.
$Q = n(e^-).F$
$\mathbf{Q = 9{,}65.10^7\ C}$

Q21.
P = UI
Q correspond à la quantité d'électricité délivrée par l'ensemble de 256 piles.
Pour une seule pile, q = Q/256 = I.t
P = qU/t soit t = qU/P
$t = (9{,}65.10^7 / 256) \times (256 \times 0{,}7) / 20.10^3 = 3377$ s
Il faut à peu près 3400 s (56 min) pour parcourir 100 km.

Q22.
v = 100 / t
La voiture peut rouler à v = 107 km.h^{-1}.

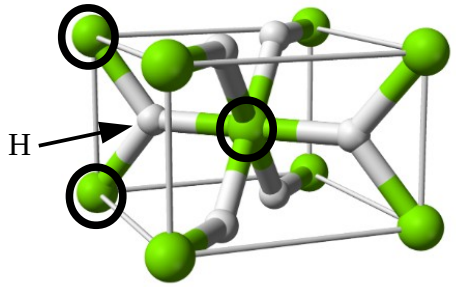
D'après le document 1, 1 L d'acide formique stocke 53 g de H_2.
Soit $n(H_2) = 53 / 2 = 26{,}5$ mol
500 mol de H_2 correspond à un volume d'acide formique de 500/26,5 = 18,9 L.

La consommation est donc de 18,9 L aux 100 km ce qui est assez important (moins de 10 L pour les moteurs thermiques).
Afin de diminuer la consommation (c'est à dire Q) tout en maintenant t constant, **il faut gagner sur la tension U délivrée par chaque pile.**
En théorie, la tension maximale est de 1,23 V (= $E°(O_2/H_2O) – E°(H^+/H_2)$), il faut augmenter la valeur de 0,7 V actuelle (en diminuant les surtensions dues à la cinétique des réactions redox et en diminuant la chute ohmique (résitance interne des piles)).

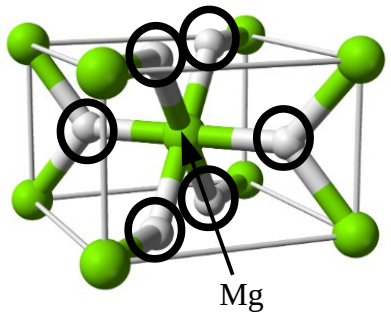
Q23.
Une maille est un volume fini, qui par translation, permet de retrouver l'organisation d'un solide critallin.

Q24.
population en Mg : 2 (8 × 1/8 + 1)
population en H : 4 (2 + 4 × 1/2)
soit la **formule brute MgH_2** (2 motifs par maille)

Q25.
chaque H a pour voisin 3 Mg. **coordinence H/Mg : 3**



chaque Mg a pour voisin 6 H **coordinence Mg/H : 6**



Q26.
$_{1}H$ $1s^1$ 1 électron de valence
$_{12}Mg$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ 2 électrons de valence
Les coordinences sont trop élevées pour être en accord avec des liaisons covalentes (qui correspondent à la mise en commun de deux électrons apportés par deux atomes.

Dans le cas de liaions covalentes, la coordinence Mg/H serait de 2 et celle H/Mg de 1.
(Dans le cas de MgH_2, la liaison est métallique et/ou ionique.)

Q27.
$\rho = (2 \times M(Mg) + 4 \times M(H))/(N_A.a^2.c)$
$\rho = 1416\ kg{\cdot}m^{-3}$

soit **une densité de 1,42**.

Q28.
La proportion massique de H dans MgH_2 est de : 2/(24,3+2) = 0,076.
donc dans 1 kg de cristal, il y a 76 g de H.

Q29.
1 L de MgH_2 pèse 1,42 kg (d = 1,42), donc contient 0,108 kg de H ce qui correspond à 54 g de H_2.

1 L de MgH_2 stocke 54 g de H_2.

D'après le document 1, cette valeur est quasi identique à celle de l'acide formique et beaucoup plus importante que celle du dihydrogène pressurisé.
Cette technique de stockage du dihydrogène est donc à exploiter elle-aussi.