16/10/2020 **Devoir surveillé n°3 - correction** 1ère

**Exercice 1 : Adieu Lucky !**

1. 2 H+(aq) + 2 e- $⇌$ H2 (g)

Fe (s) $⇌$ Fe2+ (aq) + 2 e-

2 H+(aq) + Fe (s) $\rightarrow $ H2 (g) + Fe2+ (aq)

1. $n\_{i}\left(Fe\right)=\frac{m(Fe)}{M(Fe)}=\frac{112}{55,8}=2,01 mol$

$$n\_{i}\left(H^{+}\right)=C×V\left(acide\right)=8,0×10∙10^{-3}=8,0∙10^{-2} mol$$

1. 

|  |  |
| --- | --- |
|  | 2 H+(aq) + Fe (s)  $\rightarrow $ H2 (g) + Fe2+ (aq) |
| *État initial* | $x$ *= 0* | $$n\_{i}\left(H^{+}\right)$$ | $$n\_{i}\left(Fe\right)$$ | *0* | *0* |
| *En cours* | $$x$$ | $n\_{i}\left(H^{+}\right)$ *–* $2x$ | $n\_{i}\left(Fe\right) $*–* $x$ | $$x$$ | $$x$$ |
| *État final* | $x$ *=* $x\_{max}$ | $n\_{i}\left(H^{+}\right) $*–* $2x\_{max}$ | $n\_{i}\left(Fe\right) $*–* $x\_{max}$ | $$x\_{max}$$ | $$x\_{max}$$ |

1. $\frac{n\_{i}(Fe)}{1}=2,01 mol$ $\frac{n\_{i}(H^{+})}{2}=\frac{8,0∙10^{-2}}{2}=4,0∙10^{-2} mol$

$\frac{n\_{i}(H^{+})}{2}<\frac{n\_{i}(Fe)}{1}$ donc H+ est le réactif limitant et $x\_{max}=4,0∙10^{-2} mol$

1. Pour les réactifs :

$n\_{f}\left(H^{+}\right)=0$ ; $n\_{f}\left(Fe\right)=n\_{i}\left(Fe\right) $*–* $x\_{max}=2,01-8,0∙10^{-2}=1,9 mol$

Pour les produits :

$$n\_{f}\left(H\_{2}\right)=n\_{f}\left(Fe^{2+}\right)=x\_{max}=4,0∙10^{-2} mol$$

1. $V\left(H\_{2}\right)=n\_{f}\left(H\_{2}\right)×V\_{m}=4,0∙10^{-2}×24,0=0,96 L$

La réaction libère 0,96 L de dihydrogène.

1. Il ne va rien lui arriver car tous les ions H+ auront réagi !

**Exercice 2 : QCM**

1. Quel couple redox a pour demi-équation CO2 ​(g) + 4 H+ (aq) + 4e− $⇋$ C (s) + 2 H2​O (l) ?

⬜  H2​O(l)/H+ (aq)
⬜  CO2 ​(g) /C (s)

⬜ C(s)/CO2 ​(g)
⬜  H+(aq) /H2​O (l)

1. Dans la réaction Zn2+(aq) + Ba(s) $\rightarrow $ Zn(s) + Ba2+(aq), quelle espèce est réduite ?

⬜  Le baryum Ba(s)
⬜  L’ion zinc Zn2+ (aq)

⬜   Le zinc Zn(s)

1. Quelle est l’équation bilan de la réaction de l’ion Fe3+ (aq) sur le plomb Pb(s) ?

⬜  2 Fe3+(aq) + Pb(s) $\rightarrow $ 2 Fe2+(aq) + Pb2+(aq)

⬜  Fe3+(aq) + Pb(s) $\rightarrow $ Fe2+(aq) + Pb2+(aq) + e−

⬜  2 Fe3+(aq) + 3 Pb(s) $\rightarrow $2 Fe2+(aq) + 3 Pb2+(aq)

1. Pour l’équation : a A + b B $\rightarrow $ c C + d D, les conditions stœchiométriques sont vérifiées si :

⬜  $a∙n\_{0}\left(A\right)=b∙n\_{0}\left(B\right)$

⬜  $n\_{0}\left(A\right) +a =n\_{0}\left(B\right)+b$

⬜  

1. Que peut-on dire si les conditions stœchiométriques sont vérifiées pour une réaction totale ?

⬜  A peut-être le réactif limitant
⬜  B peut-être le réactif limitant

⬜  Pas de réactif limitant

1. Soit la réaction chimique d’équation N2 (g) + 3 H2 (g) $\rightarrow $2 NH3 (aq)

Si on introduit 2,0 mol de N2 et 3,0 mol de H2 :

⬜ N2 est le réactif limitant

⬜ N2 est introduit en excès

⬜ Le mélange est stœchiométrique

**Exercice 3 : Dosage du dioxyde de soufre dans le vin**



: vin blanc

: diiode

1. L’équivalence est le moment où les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques. Au cours de ce titrage, toutes les espèces présentes avant l’équivalence sont incolores (diiode réactif limitant) donc la solution est incolore. A l’équivalence, le diiode va devenir le réactif en excès, la solution va alors prendre une coloration gris-bleu. On repère donc l’équivalence grâce au changement de couleur incolore $\rightarrow $ gris-bleu.
2. $n\_{eq}\left(I\_{2}\right)=c\_{1}×V\_{eq}=7,80∙10^{-3}×6,10∙10^{-3}=4,76∙10^{-5} mol$
3. A l’équivalence, les réactifs sont introduits dans des proportions stœchiométriques. D’après l’équation de réaction, on a donc : $\frac{n\_{i}(SO\_{2})}{1}=\frac{n\_{eq}(I\_{2})}{1}$

$$n\_{i}\left(SO\_{2}\right)=n\_{eq}\left(I\_{2}\right)=4,76∙10^{-5} mol$$

1. $\left[SO\_{2}\right]=\frac{n\_{i}\left(SO\_{2}\right)}{V}=\frac{4,76∙10^{-5}}{25,0∙10^{-3}}=1,90∙10^{-3} mol∙L^{-1}$

$$γ=\left[SO\_{2}\right]×M\left(SO\_{2}\right)=1,90∙10^{-3}×\left(32,1+2\*16,0\right)=1,22∙10^{-1} g∙L^{-1}=122 mg∙L^{-1}$$

La concentration massique en SO2 du vin titré est inférieure à la limite autorisée (210 mg.L-1), le vin est donc bien conforme à la législation.