Ch.14. TRANSFERTS MACROSCOPIQUES D'ENERGIE.

EXERCICES CORRIGES p : 366 n°19 – 20 – 21.

Comment établir un bilan d'énergie ?

Ch.14. n°19 p : 366 : Établir un bilan énergétique

Un cumulus électrique est une réserve d'eau chauffée par un conducteur ohmique. En l'absence de chauffage, la température de l'eau chaude qu'il contient diminue au fil des heures.

On souhaite faire le bilan énergétique de l'eau contenue dans le cumulus.

1. Définir le système étudié. 2. Relever la nature des transferts énergétiques entre ce système et l'extérieur.
3. Repérer le sens de ces transferts et leur attribuer un signe. 4. Présenter le bilan énergétique à l'aide d'un schéma.

1. Le système étudié est l'eau contenue dans le cumulus.
2. La résistance, est traversée par un courant électrique, transfère à l'eau de l'énergie par le travail électrique $W_{élec}$.
La température de l'eau diminue, donc elle perd de l'énergie Q par transfert thermique.

3. L'eau reçoit de l'énergie par travail, donc W > 0 et en perd par transfert thermique, Q < 0. L'énergie reçue par rayonnement est négligeable

4. .

$$\xrightarrow{W_{élec} > 0} \text{Eau} \xrightarrow{Q < 0}$$

POUR S'ENTRAINER.

Ch.14. N°20 p : 366. Des nombres astronomiques à l'échelle microscopique !

COMPÉTENCES : Calculer; faire preuve d'esprit critique.

En 2011, on dénombre 7,0 milliards d'êtres humains sur Terre.

Le nombre d'étoiles de la Voie lactée est évalué à 234 milliards et celui d'étoiles dans l'Univers à 7 x 10^{22}.

1. Que représente la constante d'Avogadro ?
2. Convertir en moles les nombres cités ci-dessus.
3. Pourquoi avoir introduit la quantité de matière en chimie ? *Donnée :* $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1}.

1. La constante d'Avogadro représente le nombre d'entités présentes dans une mole de cette entité (atomes, ions, molécules, etc.).
2. La conversion s'effectue en divisant par la constante d'Avogadro :

– n(humains) = $\frac{7{,}0.10^9}{6{,}02.10^{23}}$ = 1,2 x 10^{-14} mol ;

– n(étoiles,Voie Lactée) = $\frac{234.10^9}{6{,}02.10^{23}}$ = 3,89 x 10^{-13} mol ;

– n(étoiles, Univers) = $\frac{7.10^{22}}{6{,}02.10^{23}}$ = 0,1 mol.

3. Le nombre d'entités microscopiques présentes dans un système macroscopique étudié en chimie est gigantesque (il y a presque dix fois plus d'atomes dans une mole que d'étoiles dans tout l'Univers). Travailler avec des quantités de matière permet de manipuler plus commodément des nombres. Cette grandeur est adaptée à l'échelle macroscopique.

N°21 p : 366. Chacun son domaine et les unités seront bien gardées ! COMPÉTENCES : Extraire des informations; calculer.

Suivant que le système étudié est défini à l'échelle microscopique ou à l'échelle macroscopique, on n'utilise pas toujours les mêmes grandeurs ou les mêmes unités. Par exemple, la constante de Boltzmann k_B et la constante molaire des gaz parfaits R sont utiles notamment pour modéliser le comportement d'un gaz. La charge élémentaire e et la constante de Faraday F permettent d'exprimer des charges électriques.

De même, l'unité de masse atomique, de symbole u, et le gramme, g, permettent d'exprimer des masses. L'unité de masse atomique est définie comme le douzième de la masse d'un atome de carbone 12.

1. Quel est le facteur de proportionnalité entre :
  a. la constante molaire des gaz parfaits et la constante de Boltzmann?
  b. la constante de Faraday et la charge élémentaire?
  c. le gramme et l'unité de masse atomique?

2. Dans un tableau, regrouper les grandeurs et les unités relatives au domaine microscopique et celles relatives au domaine macroscopique.
3. Quel est l'intérêt de définir des unités hors du Système International comme l'unité de masse atomique?

Données: e = 1,60 x 10^{-19} C; F = 9,65 x 10^4 C.mol^{-1}; k_B = 1,38 x 10^{-23} J.K^{-1}; R = 8,31 J.mol^{-1} K^{-1}; *M* (^{12}C) = 12,0 g. mol^{-1}; N_A = 6,02 x 10^{23} mol^{-1}.

1. À l'aide des données de l'énoncé, on calcule :

a. $\frac{R}{k_B} = \frac{8{,}31}{1{,}38.10^{-23}} = 6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1} \approx N_A$

b. $\frac{F}{e} = \frac{9{,}65.10^4}{1{,}60.10^{-19}} = 6{,}03 \times 10^{23} mol^{-1} \approx N_A$. On retrouve encore une fois le nombre d'Avogadro.

c. D'après la définition de l'unité de masse atomique : 1 u = $\frac{1}{12}$x *m* (1 atome ^{12}C) =

12 g est la masse d'une mol d'atomes de carbone soit la masse de $N_A = 6{,}02.10^{23}$ atomes de carbone.

La masse d'un atome de carbone est donc : $m = \frac{12}{N_A}$

Donc 1 u = $\frac{1}{12}$x *m* (1 atome ^{12}C) = $\frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A}$ g = 1,66 × 10^{-27} kg = 1,66 × 10^{-24} g.

2. Le passage d'un domaine à l'autre se faisant grâce à la constante d'Avogadro :

Domaine microscopique	Domaine macroscopique
k_B	R
e	F
1 u	1 g

3. Certaines unités sont mal adaptées à l'échelle micro- ou macroscopique.
Il est souvent plus commode de manipuler des nombres qui ne sont ni infiniment petits, ni infiniment grands (sans puissance de dix), d'où l'introduction de nouvelles unités comme celle de masse atomique, plus facile à manipuler que 1,66 x 10^{-24} g.