

## 1 Énergie & puissance

### 1.1 Lien entre puissance et énergie

L'énergie est une grandeur physique qui s'exprime en joules (symbole J) dans le système international, et en kilowattheure (symbole kWh) dans les usages de la vie quotidienne.

Voici un tableau des multiples et des sous-multiples, à connaître, qui peuvent être utilisés pour exprimer les puissances ou les énergies.

Facteur	Préfixe	Symbole
$10^{12}$	<b>téra</b>	<b>T</b>
$10^9$	<b>giga</b>	<b>G</b>
$10^6$	<b>méga</b>	<b>M</b>
$10^3$	<b>kilo</b>	<b>k</b>
$10^2$	hecto	h
$10^1$	déca	da
1		
$10^{-1}$	<b>déci</b>	<b>d</b>
$10^{-2}$	<b>centi</b>	<b>c</b>
$10^{-3}$	<b>milli</b>	<b>m</b>
$10^{-6}$	<b>micro</b>	$\mu$
$10^{-9}$	<b>nano</b>	<b>n</b>
$10^{-12}$	<b>pico</b>	<b>p</b>
$10^{-15}$	<b>femto</b>	<b>f</b>

La puissance  $\mathcal{P}$  d'un appareil est le rapport de l'énergie  $E$  qu'il consomme sur la durée  $t$  de son fonctionnement :

$$\mathcal{P} = \frac{E}{t}$$

$\mathcal{P}$  puissance en watt (symbole W) ;

$E$  énergie en joule (symbole J) ;

$t$  temps en seconde (symbole s).

Cette formule et les unités des différentes grandeurs sont à connaître par cœur !

Si vous êtes fâchés avec les produits en croix, il peut être utile de retenir aussi les formules littérales donnant l'énergie  $E$  :

$$E = \mathcal{P}t$$

et la durée  $t$  de fonctionnement :

$$t = \frac{E}{\mathcal{P}}$$

### 1.2 Applications directes

- a. Calculez l'énergie consommée, en joule, lorsque l'on passe l'aspirateur pendant une demi-heure.  
Donnée :  $\mathcal{P} = 1\,200$  W pour l'aspirateur.
- b. Reprendre le calcul précédent, en exprimant l'énergie en kilowattheure.
- c. Pour vos révisions de Bac, vous décidez de travailler huit heures par jour chaque jour des vacances. Votre bureau est éclairé par une ampoule basse consommation, qui dépense une énergie quotidienne de 518 400 J. Calculez la puissance de l'ampoule.
- d. Les besoins énergétiques d'un individu normal sont estimés à 2 000 kJ par jour. Calculez la puissance  $\mathcal{P}$  du corps humain !

### 1.3 Choisir la bonne réponse !

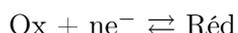
1. La chambre est éclairée avec une ampoule de 50 W pendant 1 h. Le salon est éclairé avec une ampoule de 100 W pendant 30 minutes.
  - Le salon a consommé deux fois plus d'énergie que la chambre.
  - Le salon a consommé autant d'énergie que la chambre.
  - Le salon a consommé deux fois moins d'énergie que la chambre.
2. L'unité SI de l'énergie est :
  - W
  - kWh
  - J
3. Le kWh est une unité :
  - de métabolisme de base ;
  - de puissance ;
  - d'énergie ;
  - d'influx nerveux.
4. En moyenne, la consommation électrique annuelle d'une famille française de 4 personnes vaut « 2 500 kWh ». Cette valeur de 2500 kWh correspond à :
  - l'énergie consommée en une heure.
  - la puissance consommée en une heure.
  - l'énergie consommée en un an.
  - la puissance consommée en un an.

## 2 L'oxydoréduction & le sens des réactions

**Réducteur** Un réducteur est une espèce chimique capable de ..... un ou plusieurs électrons  $e^-$ .

**Oxydant** Un oxydant est une espèce chimique capable de ..... un ou plusieurs électrons  $e^-$ .

**Demi-équation** Deux espèces conjuguées Ox et Red forment un couple oxydant / réducteur, noté Ox/Red, si elles peuvent être reliées par une demi-équation d'oxydoréduction :



**Méthode** Méthode pour équilibrer des équations d'oxydoréduction :

1. Assurer la conservation des éléments autres qu'H et O ;
2. Assurer la conservation de l'élément oxygène O avec des molécules d'eau ;
3. Assurer la conservation de l'élément hydrogène H avec les protons solvatés  $H^+_{(aq)}$  ;
4. Assurer la conservation des charges avec des électrons  $e^-$  ;

e. Utiliser la méthode précédente pour écrire les demi-équations rédox de quelques couples : ( $Fe^{2+}/Fe$ ) ; ( $I_2/I^-$ ) ; ( $MnO_4^-/Mn^{2+}$ ).

**Méthode** Si l'on demande une demi-équation en milieu basique, continuer avec les points suivants :

6. Ajouter dans les deux membres de la demi-équation, autant d'ions hydroxydes  $OH^-_{(aq)}$  qu'il y a de protons hydratés  $H^+_{(aq)}$  ;
7. Simplifier avec l'autoprotolyse de l'eau :  $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$ .
8. Éventuellement, simplifier la demi-équation obtenue.

f. Utiliser la méthode précédente pour écrire la demi-équation du couple ion chlorate / ion chlorure ( $ClO_3^-/Cl^-$ ).

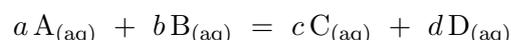
**Équations d'oxydoréduction** Vous devez être capable d'écrire rapidement et surtout sans erreur l'..... d'oxydoréduction associée à une transformation chimique.

Pour cela, il faut et il suffit ..... les demi-équations en faisant disparaître les électrons.

g. Écrire l'équation rédox entre les ions fer (II)  $Fe^{2+}$  et les ions manganèse  $Mn^{2+}$ .

**Spontanéité** Un système chimique évolue spontanément vers l'état d'équilibre.

**Quotient de réaction** Soit une réaction « générale » en solution aqueuse :



où  $a$ ,  $b$ ,  $c$  et  $d$  sont des coefficients stœchiométriques.

Pour un état quelconque du système, le quotient de réaction  $Q_r$  s'exprime en fonction des concentrations molaires des espèces chimiques (en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) et des coefficients stœchiométriques par :

$$Q_r = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Attention ! Seules les espèces dissoutes en solution apparaissent dans le quotient de réaction ! Le solvant (en général, l'eau, en excès) et les espèces liquides ou solides n'apparaissent pas !

**Quotient** Vous devez savoir écrire l'expression littérale du quotient de réaction  $Q_r$  et savoir calculer sa valeur dans un état donné du système.

**Critère** Critère d'évolution spontanée : au cours du temps, la valeur du quotient de réaction  $Q_r$  tend vers la constante d'équilibre  $K$ .

$$\begin{aligned} Q_r < K &\Leftrightarrow \text{Évolution sens direct } \xrightarrow{1}; \\ Q_r > K &\Leftrightarrow \text{Évolution sens indirect } \xleftarrow{2}; \\ Q_r = K &\Leftrightarrow \text{Équilibre.} \end{aligned}$$

## 3 Electric circuits (in English !)

### 3.1 Electric current

An ammeter is a meter designed to measure the electric current. The unit we use to measure the current is the **ampere (A)**. Figure 1 below shows an electric circuit consisting of a torch lamp connected to a battery, a switch and an ammeter.

We say the components are **in series** because the same amount of charge flows through each circuit component every second. The ammeter therefore measures the current in the torch lamp.

The direction of the current round an electric circuit is always shown on a circuit diagram from the  $\oplus$  terminal

of the battery to the  $\ominus$  terminal, as in figure 1.

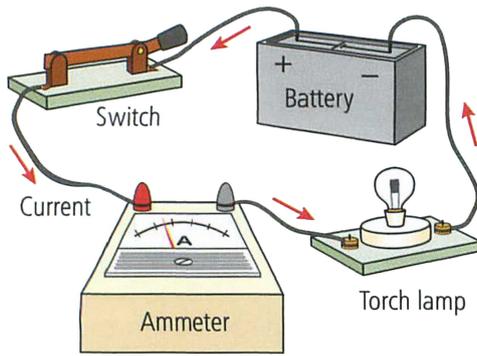


FIG. 1 – Using an ammeter.

### 3.2 Batteries

Calculators, digital watches, cameras, radios and cassette recorders all use batteries. They are used in cars, hearing aids, torches, toys and many other items. Batteries vary in size from the tiny batteries used in digital watches to heavy-duty car batteries.



FIG. 2 – Different types of batteries.

A chemical cell transforms **chemical energy** into **electrical energy**. This happens because substances inside the cell react with each other. Figure 2 above shows a non-rechargeable and rechargeable cells of different types.

### 3.3 Electromotive Force

When a cell is in a circuit, charge is forced to flow round the circuit by the cell. This flow of charge transfers energy from the cell to the circuit components. In a chemical cell, this process continues until one of the substances in the cell has all reacted.

The **electromotive force** (or 'emf') of a cell or a battery measured in **volts (V)** is a measure of how much 'push' cell or battery can provide to force charge round the circuit. The greater the emf, the more energy the cell can deliver for every electron that passes through it.

The emf of a cell, sometimes referred to as its 'voltage', depends on the substances in the cell. Batteries and cells are usually marked clearly in volts. For any given battery-operated device, the battery in it must be of the correct voltage. If the battery emf is too low, the device is unlikely to work. If the battery emf is too high, the device is likely to be damaged.

### 3.4 Measuring the emf of a battery

The emf of a cell or battery can be measured using a **voltmeter**, as shown in figure 3.

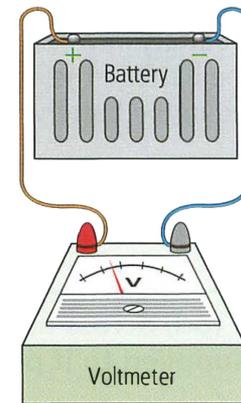


FIG. 3 – Measuring the emf of a battery.

The voltmeter must be connected to its  $\oplus$  terminal is connected to the  $\oplus$  terminal of the battery and its  $\ominus$  terminal is connected to the  $\ominus$  terminal of the battery.

### 3.5 Voltage

Figure 4 shows a lamp, a variable resistor and a battery connected in series. Charge from the battery has the potential to deliver energy to the circuit components. When it flows round the circuit, it transfers energy from the battery to the lamp and the variable resistor.

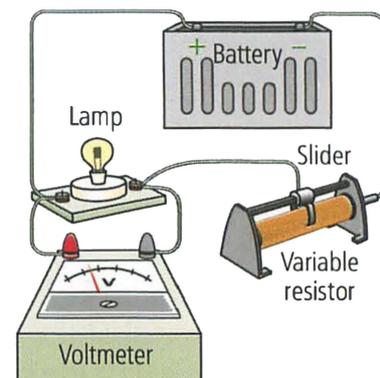


FIG. 4 – How to connect a voltmeter.

In figure 4, a voltmeter is connected across the lamp. We say it is in **parallel** with the lamp. A voltmeter can be connected to **any two points** in a circuit. Its reading gives the **potential difference** (abbreviated to 'pd' and sometimes referred to as 'voltage') between those two points.

## 4 Étude expérimentale de piles d'oxydoréduction

### 4.1 La pile Daniell

La pile Daniell a été inventée par le chimiste britannique John DANIELL en 1836 au moment où le développement du télégraphe faisait apparaître un besoin urgent de sources de courant sûres et constantes.

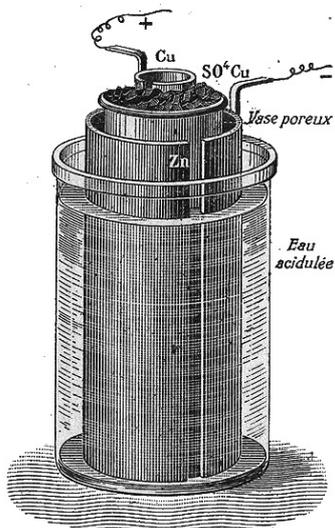


FIG. 5 – Élément Daniell.

La pile électrique Daniell est constituée d'une anode (lame de zinc plongée dans une solution contenant du sulfate de zinc) et d'une cathode (lame de cuivre plongée dans une solution contenant du sulfate de cuivre).

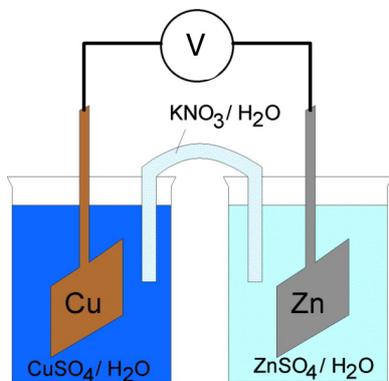


FIG. 6 – Montage expérimental.

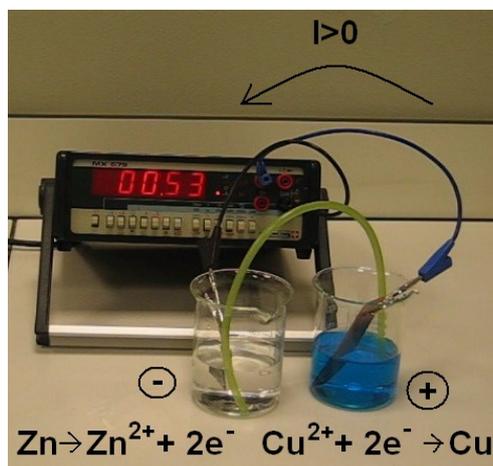


FIG. 7 – Photographie et réactions aux électrodes.

Les deux solutions sont reliées par un pont salin (solution de chlorure de potassium  $\text{K}_{(\text{aq})}^+ + \text{Cl}_{(\text{aq})}^-$  ou de nitrate de potassium  $\text{K}_{(\text{aq})}^+ + \text{NO}_3_{(\text{aq})}^-$  qui sert à équilibrer les charges.

### 4.2 La réaction d'oxydoréduction, un transfert direct d'électrons

- Dans un bécher, introduire une solution de sulfate de cuivre et une solution de sulfate de zinc.
- Plonger dans le mélange une lame de cuivre et une lame de zinc, en veillant à ce que les deux lames ne se touchent pas.

h. Noter ce que l'on observe.

i. Écrire l'équation de la réaction associée à la transformation chimique de ce système.

j. La constante d'équilibre  $K$  associée à cette réaction vaut :

$$K = 2 \times 10^{37}$$

En appliquant le critère d'évolution, montrer que le sens d'évolution prévu est en accord avec les observations.

### 4.3 Fabrication d'une pile, mesure de l'intensité débitée

- Décaper les lames.
- Introduire chaque lame, seule, dans sa solution d'ions correspondante :
  - lame de zinc dans la solution de sulfate de zinc ;
  - lame de cuivre dans la solution de sulfate de cuivre.
 On a ainsi réalisé des demi-piles. Dans chaque demi-pile, la partie métallique constitue une électrode.
- Relier les demi-piles cuivre et zinc par un pont salin, constitué par un tube en U rempli d'un gel au sein duquel des ions (en général potassium  $\text{K}^+$  et nitrate  $\text{NO}_3^-$ ) peuvent migrer pour assurer le transport des charges. On peut aussi réaliser le pont salin simplement par une bande de papier-filtre imbibée d'une solution de nitrate de potassium, par exemple. On a ainsi réalisé une pile !
- Réaliser un circuit électrique fermé, comportant en série la pile, un ampèremètre et un conducteur ohmique.

k. Déduire des indications de l'ampèremètre le sens du courant et le déplacement des électrons dans le circuit extérieur de la pile.

l. Quels sont les porteurs de charge dans les solutions ? Dans le pont salin ?

m. Écrire les équations ayant lieu aux électrodes, en précisant s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

n. Ces processus satisfont-ils au critère d'évolution ?

#### 4.4 Mesure de la tension en circuit ouvert (f. é. m.)

- Brancher directement la pile précédente aux bornes d'un voltmètre.
- Noter la tension et le sens.

o. Sachant qu'un voltmètre numérique présente une résistance d'entrée de  $10\text{ M}\Omega$ , que peut-on dire de l'intensité qui traverse le circuit pile-voltmètre ?

p. En déduire la tension aux bornes de la pile en circuit ouvert, appelée force électromotrice (f. é. m. pour *force électromotrice*).

#### 4.5 Étude d'autres piles

- Tester les différentes combinaisons possibles entre les différentes demi-piles. À chaque fois, noter la f.é.m. et le sens de cette tension.

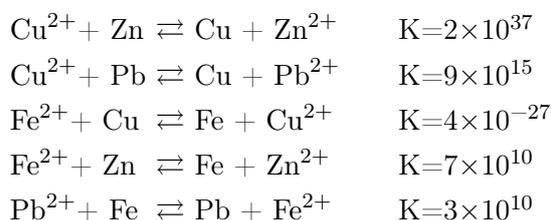
q. Pour chaque pile, écrire les équations des réactions qui ont lieu aux électrodes, ainsi que l'équation de la réaction associée à la transformation ayant lieu dans la pile.

r. En utilisant le critère d'évolution d'un système, montrer que la polarité des électrodes était prévisible.

#### 4.6 Caractéristique d'une pile zinc-cuivre

s. Proposer et mettre en œuvre un protocole expérimental permettant le relevé de la caractéristique tension en fonction de l'intensité  $U = f(I)$  d'une pile zinc-cuivre, en tenant compte de l'usure potentielle de la pile.

Données



## 5 Correction des exercices de la séance n° 16

### 16.1 N° 11 p. 33 – Dosage du plomb

1. À l'équivalence, les réactifs titrant et tritré sont dans les proportions stoechiométriques ; les coefficients stoechiométriques de l'équation de dosage valent tous un, donc :

$$n(\text{Pb}^{2+})_{\text{titré}} = n(\text{H}_2\text{Y}^{2-})_{\text{dos}}$$

$$\Leftrightarrow c_{\text{Pb}} \cdot V_{\text{Pb}} = c_{\text{EDTA}} \cdot V_{\text{éq}}$$

2. Concentration molaire en ions plomb :

$$c_{\text{Pb}} = \frac{c_{\text{EDTA}} \cdot V_{\text{éq}}}{V_{\text{Pb}}}$$

Application numérique :

$$c_{\text{Pb}} = \frac{0,0200 \times 12,7}{250,0}$$

$$c_{\text{Pb}} = 0,00102 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 1,02 \text{ mmol}$$

Conversion de la concentration molaire en concentration massique :

$$c_{\text{m}} = c_{\text{Pb}} \cdot M(\text{Pb})$$

$$c_{\text{m}} = 1,02 \times 10^{-3} \times 207,2$$

$$c_{\text{m}} = 0,211 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

3. La concentration massique trouvée est très supérieure à la limite de  $10 \mu\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$  autorisée par la réglementation : cette eau n'est donc pas potable.

### 16.2 N° 1 p. 45 – Résine échangeuse

Cet exercice est résolu dans votre livre.

### 16.3 N° 11 p. 48 – Eau fluorée

1. L'eau de source ou l'eau minérale peuvent être consommées sans danger tous les jours, dès lors qu'elles satisfont aux critères de potabilité. Ces critères incluent des concentrations maximales en ions, et en particulier une concentration maximale en ions fluorure de  $0,8 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$  (document 1). Et on constate ici (document 2) que Vichy Célestins ou Badoit ne satisfont pas aux critères de potabilité : leur consommation régulière peut augmenter le risque de fluorose.

Accessoirement, le document 1 indique qu'une eau au dessus de  $0,5 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$  permet de prévenir la carie dentaire. Ce serait potentiellement le cas pour la Vals Saint Jean.

2. Le traitement à la chaux  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  permet de former des sels de fluorure de calcium  $\text{CaF}_2$ , dont la solubilité (document 3) est beaucoup plus faible que celle du fluorure de magnésium  $\text{MgF}_2$  ou du fluorure de

plomb  $\text{PbF}_2$ . Ce qui signifie que le précipité de fluorure de calcium se formera plus facilement que ceux de fluorure de magnésium ou de plomb.

En revanche, ce traitement va augmenter la concentration de l'eau en ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$ , c'est-à-dire sa dureté, et surtout en ions hydroxyde  $\text{OH}^-$ , non consommé par la réaction de formation du précipité de fluorure de calcium. C'est-à-dire que le pH de l'eau va augmenter. Cela va modifier le goût de l'eau, qui va devenir franchement désagréable!

3. Si l'on baisse le pH de l'eau, d'après le diagramme de prédominance de l'acide fluorhydrique (document 4), on va transformer des ions fluorure  $\text{F}^-$  en acide fluorhydrique HF. La réaction d'élimination des ions fluorure par traitement à la chaux sera moins efficace.
4. Lecture graphique sur la droite d'étalonnage du document 5 : pour  $\Delta E = 250 \text{ mV}$ , on a  $\text{pF} = 4,7$ . On en

déduit la concentration en ions fluorure :

$$[\text{F}^-] = 10^{-\text{pF}}$$

$$[\text{F}^-] = 10^{-4,7}$$

$$[\text{F}^-] = 2,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Conversion de la concentration molaire en concentration massique :

$$c_m = [\text{F}^-] \cdot M(\text{F})$$

$$c_m = 2,0 \times 10^{-5} \times 19$$

$$c_m = 3,8 \times 10^{-4} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 0,38 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

Cette eau est potable, quant au critère de la concentration maximale en ion fluorure.

## 6 Exercices de la séance n° 18

**17.1** N° 6 p. 32 – Ions dichromate

**17.2** N° 9 p. 33 – DDT

**17.3** N° 9 p. 47 – TAC d'une eau

**17.4** N° 10 p. 47 – TA d'une eau